Allgemeine Einleitung

zum

Studium der Chemie

nebst einer

gedrängten Zusammenstellung

der

wichtigsten chemischen Prozesse

mit stöchiometrischen Aufgaben

und einigen gemeinnützlichen Bemerkungen

von

Dr. Ruchte.

Zweite, wesentlich erweiterte Auflage.

Ingolstadt, 1891.
Druck der A. Ganghofer'schen Buchdruckerei.

Allgemeine Einleitung

zum

Studium der Chemie

nebst einer

gedrängten Zusammenstellung

der

wichtigsten chemischen Prozesse

mit stöchiometrischen Aufgaben

und einigen gemeinnützlichen Bemerkungen

von

Dr. Ruchte.

Zweite, wesentlich erweiterte Auflage.

Ingolstadt, 1891.

Druck der A. Ganghofer'schen Buchdruckerei.

Zu einem erfolgreichen Studium der Chemie, dieser in unseren Tagen so allgemein wichtigen Wissenschaft, ist es vor allem nötig, daß die Grundprinzipien derselben mit ihren neueren Ansichten, Schreib- und Sprechweisen vollständig verstanden werden; — ist solches der Fall, so kann an der Hand eines jeden guten Lehrbuches dann leicht weiter gebaut werden. —

Zur Erreichung dieses Zweckes wurde vorliegender kleiner Arbeit noch mehr in ihrer zweiten Auflage die größte Aufmerksamkeit geschenkt und sie mit möglichstem Fleiße durchgeführt.

Ingolstadt, im Juni 1891.

Der Verfasser.

Du hast Alles nach Maß,
Zahl und Gewicht geordnet.
Buch der Weisheit 11, 21.

Den Inbegriff alles sinnlich Wahrnehmbaren nennen wir **Natur**. Die Wissenschaft, welche sich mit der Erforschung der Natur beschäftigt, heißt Naturkunde oder **Naturwissenschaft**. — Sie zerfällt in die **Naturgeschichte** (Zoologie, Botanik und Mineralogie) und in die **Naturlehre** (Physik und Chemie). **Materie**, Stoff oder Substanz ist Alles, was einen Raum ausfüllt; **Körper**[1]) ist begrenzte Materie. Die Ursachen aller in der Natur vorkommenden Erscheinungen nennt man **Kräfte**. Diese lassen sich nicht sinnlich wahrnehmen; was wir sehen, fühlen oder hören, sind nur Wirkungen der Kräfte. Nur in ihren Wirkungen lassen sich die Kräfte unterscheiden und ihrem Begriffe nach bestimmen; in der Chemie haben wir es vorzüglich mit der **Affinität**[2]) oder chemischen Anziehungskraft zu thun. Darunter verstehen wir diejenige Kraft, welche bewirkt, daß zwei oder mehrere ungleichartige Stoffe sich in einem bestimmten Verhältnisse mit einander verbinden und einen neuen gleichartigen Körper bilden;[3]) diejenige Kraft, welche also bewirkt, daß z. B. Schwefel und Quecksilber in einem bestimmten Verhältnisse sich miteinander vereinigen und einen neuen gleichartigen Körper, den Zinnober, bilden, welcher weder die Eigenschaften des einen, noch die des anderen der verbundenen Bestandteile besitzt, heißt

[1]) Wir unterscheiden gleichartige oder homogene und ungleichartige oder heterogene Körper. — Außer den wägbaren Körpern gibt es auch Materien, die sich an keinen bestimmten Raum binden, ja sogar andere Körper durchdringen und nicht gewogen werden können, diese werden daher **Imponderabilien** oder unwägbare Stoffe genannt, wie Licht, Wärme, Elektrizität und Magnetismus.

[2]) Von affinis, verwandt, nahestehend.

[3]) Eine genauere Definition siehe bei der Atomtheorie.

chemische Anziehungskraft oder Affinität. — **Chemie**[1]) ist sonach derjenige Teil der Naturwissenschaft und zwar der Naturlehre, welcher sich mit jenen Erscheinungen und Veränderungen beschäftigt, welche durch die chemische Anziehungskraft oder Affinität hervorgerufen werden.

Der Ursprung der Chemie verliert sich in die ältesten Zeiten, wenigstens ist es gewiß, daß schon die Aegypter einzelne chemische Kenntnisse besaßen, da man auf allen ägyptischen Denkmälern Abbildungen von Glasbläsern u. s. w. findet. Freilich mögen dies nur die Uranfänge, man kann wohl sagen, die Ahnungen jener Wissenschaft gewesen sein, die wir jetzt mit jenem Namen bezeichnen. Von den Aegyptiern kamen diese Kenntnisse auf die Griechen und von jenen zu den Römern; hier dürfen wir ihnen schon den Namen Alchemie geben. Alchemie ist die eingebildete Kunst, aus unedlen Metallen Gold zu machen, in Deutschland ganz richtig mit dem Namen „Goldmacherkunst" bezeichnet. Den alchemistischen Träumereien, diesem Suchen nach einer Universaltinktur, einem Stein der Weisen u. s. w. verdanken wir eine Menge nützlicher Entdeckungen und Erfahrungen. Ohne sie alle aufzuzählen, sei nur an das Porzellan erinnert, das Friedrich Böttcher bei dem Zusammenschmelzen mehrerer Erdarten fand, als er eben feuerfeste Tiegel zu alchemistischen Versuchen anfertigen wollte. Ferner an das Glaubersalz, den Phosphor, verschiedene Quecksilber-Präparate, die Soda, Pottasche &c.

Die Chemie kann je nach Behandlung ihres Gegenstandes auf verschiedene Weise eingeteilt werden. Man unterscheidet z. B. eine **synthetische** und **analytische**[2]) Chemie je nachdem sie vorzugsweise auf Herstellung oder Zerlegung chemischer Verbindungen ausgeht; die **Agrikulturchemie** lehrt uns die Vorgänge des Landbaues kennen; die **gerichtliche Chemie** untersucht die Lebensmittel auf ihre Reinheit; die **pharmazeutische Chemie** behandelt jene Stoffe, die vorzüglich in der Arzneikunde Anwendung finden; die **Zymochemie** beschäftigt sich mit den Gährungsvorgängen u. s. w.

Die mannigfaltigen Naturerscheinungen erklären, heißt sie auf ihre Ursachen zurückführen. Jeder Erklärungs-

[1]) Dieses Wort wird verschieden abgeleitet. Am wahrscheinlichsten nach A. v. Humboldt von Chemia, womit die Aegyptier ihr Land, wegen der schwarzen Farbe seines Erdreichs bezeichneten. — Aegypten soll nämlich die Wiege dieser Wissenschaft sein.

[2]) Analyse, von ana auf und lyo lösen, also trennen. Synthese von synthesis aus sin (zusammen) tidemi (setzen.)

versuch, der nicht auf sinnlich wahrnehmbaren Erscheinungen fußt, heißt eine **Hypothese.**

Die Erscheinungen und Veränderungen der Körper lernen wir auf dem Wege der Erfahrung kennen; zu den Naturgesetzen, nach welchen dieselben erfolgen, gelangen wir vermittelst der Vernunft aus einer Menge von Erfahrungen. Alle Erfahrungen sind entweder Beobachtungen (Observationen) oder Versuche (Experimente). Wir machen eine Beobachtung, wenn wir einen Körper in demjenigen Zustande lassen, in den er durch sich selbst, also ohne unser Zuthun gekommen ist, und auf alle ihn treffenden Veränderungen aufmerken; wir machen dagegen einen Versuch, wenn wir den Zustand eines Körpers ändern, ihn also zwingen, Verhältnisse einzugehen, in die er von selbst nicht gekommen wäre, und dabei auf seine Veränderungen acht geben. Es ist z. B. eine Beobachtung, wenn wir zusehen, wie das Wasser gefriert; ein Versuch aber, wenn wir Wasser zum Gefrieren bringen, indem wir ein Gefäß mit Wasser in eine Mischung von Schnee und Salmiak stellen.

Durch das Zusammenwirken von Kraft und Materie entspringen die Eigenschaften der Körper. Diese sind zweierlei Natur; entweder sind sie unmittelbar ohne Hilfsmittel, oder mittelbar, jedoch ohne Veränderung der Körper — wahrnehmbar, d. i. die äußeren oder **physischen** Eigenschaften, oder sie sind nur mittelbar nach vorausgegangener Veränderung wahrnehmbar, — d. i. die inneren oder **chemischen** Eigenschaften.

Zu den Kennzeichen der ersten Art gehören vor allen:

Die **Gestalt,** der äußere Umriß der Körper — und hier können wir eine regelmäßige oder unregelmäßige Bildung unterscheiden.

Regelmäßig oder ein **Krystall**[1]) wird jeder Körper genannt, der durch eine eigene Kraft gebildet, von ebenen Flächen, Kanten und Ecken symetrisch begrenzt ist und der einen mit der äußeren Begrenzung übereinstimmenden inneren Bau hat; nach gewissen Richtungen hin leichter

---

[1]) Krystallos Erstarren.

spaltbar ist, als nach anderen, welcher, wenn er durchsichtig ist, gewöhnlich das Licht zweimal bricht und von chemischen Agentien, an verschiedenen Stellen, verschieden stark angegriffen wird.

[1]) Ist diese Regelmäßigkeit im äußeren Umrisse wie im innern Bau gleich deutlich ausgesprochen, so heißt der Körper **krystallisiert** im engern Sinne, beschränkt sich dieselbe **nur auf den inneren** Bau, so entsteht eine **krystallinische** Masse, und bietet der Körper weder im Aeußern noch im Innern einen regelmäßigen Bau dar, so wird er **amorph**[2]) oder gestaltlos genannt. Solche amorphe Körper sind z. B. alle Flüssigkeiten und alle Gase, die meisten Harze, das Glas, der Opal u. s. w. Dem Krystallisationszustand geht immer der amorphe voraus. Wir können keinen Körper zum Krystallisieren bringen, bevor er nicht amorph gemacht worden ist.

Amorphe Körper werden erzeugt auf trockenem Wege: durch **Schmelzung** und **Verglasung** besonders bei rascher Abkühlung, so daß die Kraft der Krystallisation nicht erwachen kann, ferners auf nassem Wege: durch **Auflösen und Verflüchtigen** besonders bei raschem Abdampfen und endlich durch Präcipitation. Die Hauptbedingungen der Krystallisation sind Zeit, Ruhe und Räumlichkeit; je mehr diese Bedingungen gegeben sind, desto größer und schöner werden die Krystalle, im entgegengesetzten Falle bilden sich amorphe oder höchstens krystallinische Massen.

Diese Unterbrechung der Krystallisation wird in einzelnen Fällen absichtlich herbeigeführt, so z. B. wenn man eine concentrierte Auflösung des Salpeters, **Salpeterlauge**, sich selbst überläßt, d. h. ihr die 3 Bedingungen zur Krystallisation gibt, so bilden sich große rhombische Krystalle, welche in ihrem Innern Höhlungen besitzen und in dieser Mutterlauge, d. i. die über den Salzkrystallen stehen bleibende Flüssigkeit — einschließen; in letzterer befindet sich jedoch unter Umständen[3]) Chlorcalcium, welches vermöge seiner hygroscopischen Eigenschaften den Salpeter feucht und ihn dadurch für die Schießpulverfabrikation unbrauchbar macht. Um diesem Uebelstande vorzubeugen, wird die Krystallisation durch wiederholte Bewegungen gestört und dadurch nur eine krystallinisch-körnige Masse, sogenannter **granulierter Salpeter**, erhalten. Aehnlich verfährt man bei der Gewinnung des Kochsalzes aus den Salzsoolen, sowie bei der des Alauns.

Von einem Salz, z. B. Kupfervitriol, Blutlaugensalz u. s. w. kann man schöne und deutliche Krystalle dadurch erhalten, daß man eine concentrierte Lösung dieses Salzes herstellt, und dann in dieselbe einen Krystall desselben Salzes hineinhängt, von welchem aus dann die Weiterbildung der Krystalle stattfindet.

---

[1]) Es sollen hier die wichtigsten Fragen aus der Mineralogie kurz berührt werden.

[2]) Von a (nicht) und morphe (Gestalt).

[3]) Nämlich bei der Fabrikation des Salpeters in den Salpeterplantagen.

Nichts befördert den Ansatz der Krystalle mehr, als wenn möglichst viele Berührungspunkte dargeboten werden, an welchen die ersten sich ausscheidenden kleinen Krystalle sich ansetzen können; aus diesem Grunde werden häufig durch die sogen. Wachsbottiche, d. s. die Gefäße, in welchen sich die gesättigte Mutterlauge befindet und aus welchen die Krystalle gleichsam herauswachsen sollen, feine Schnüren oder Fäden gezogen, wie solches beim Kandiszucker der Fall ist und häufig beobachtet werden kann, ebenso wie beim Milchzucker. Von Metallen können wir Krystalle erhalten, wenn man die geschmolzene Masse, z. B. Wismuth oder Antimon langsam sich abkühlen läßt, — durch die Berührung mit der Luft geschieht dieses auf der Oberfläche zuerst; während noch im Innern die Masse flüssig erscheint, bildet sich schon außen eine Kruste, diese wird dann nach einiger Zeit mit einem harten Körper durchstochen und der noch flüssige Inhalt ausgegossen, worauf sich dann nach und nach im Innern an den Wandungen und dem Boden des Gefäßes schöne Krystalle ansetzen.

Unter den **krystallographischen Axen** eines Krystalls verstehen wir jene gedachten Linien, welche, durch den Mittelpunkt des Krystalls gehend, zwei einander gegenüber liegende, gleichartige Begrenzungsteile mit einander verbinden.

Darnach unterscheidet man Flächen-, Kanten- und Ecken-Axen. Jene Axe, welche von den übrigen durch ungleiche Länge sich ausgezeichnet, heißt Haupt-Axe.

Monaxien heißen diejenigen Krystallgestalten, welche nur **eine**, **Polyaxien** — diejenigen, welche **mehrere** Hauptaxen besitzen. — Quadratisches, Hexagonales, rhombisches, monoklinisches und triklinisches; — tesserales oder Würfel-System.

Trigonale, tetragonale, hexagonale oder oktogonale Axen heißen diejenigen, welche 2 gegenüberliegende Ecken mit einander verbinden, die gebildet werden von 3, 4, 6 oder 8 Flächen.

Hemiëder[1]) heißen diejenigen Krystalgestalten, welche nur halb soviel Flächen besitzen, als die ursprüngliche Krystallform, aus welcher sie entstanden, daher auch der Name **Halbflächner** im Gegensatze zu den **Ganzflächner** oder **Holoëder.**[2])

Das Tetraeder, begrenzt von 4 gleichseitigen Dreiecken, — ist das **Hemiäder** des **regelmäßigen Oktaëders**, begrenzt von 8 gleichseitigen Dreiecken. — Ersteres ist dadurch entstanden, daß beim regelmäßigen Oktaëder die **abwechselnden** Seiten sich bis zum Verschwinden der übrigen ausgedehnt haben.

Optische Axen bezeichnen jene Richtungen, nach welchen ein doppelt lichtbrechender Krystall, z. B. der isländische Doppelspat, — das Licht nur einfach bricht; je nachdem solches nach einer oder zwei Richtungen geschieht, haben wir einen **optisch ein-** oder **optisch zweiaxigen Krystall.**

An jedem Krystall können drei Arten von Veränderungen vorkommen, nämlich eine Abstumpfung, eine Zuschärfung und eine

[1]) hemi einhalb.
[2]) holos ganz.

Zuspitzung. Eine **Abstumpfung** haben wir, wenn an die Stelle der Ecken oder Kanten eine Fläche tritt; treten an die Stelle der Kanten oder Flächen 2 Flächen, welche sich über dem Mittelpunkte des Begrenzungsteiles in einer Kante vereinigen, so haben wir eine **Zuschärfung** und endlich eine **Zuspitzung** ergibt sich, wenn an die Stelle der Ecken oder Flächen drei oder mehrere Flächen treten, die sich in einer Spitze vereinigen.

Die wichtigsten Fundamentalgrundsätze der Krystallisation sind: 1) Das Gesetz des **Flächenparallelismus**: **„Jede Flächenaxe eines Krystalls verbindet parallele gleichartige Flächen"**; pyramidale Gestalten sind deßhalb immer Doppelpyramiden. 2) Das Gesetz der **Symetrie: „Erleidet ein Teil eines Krystalls eine Veränderung, so erfährt der gleichnamige aber entgegengesetzte dieselbe Veränderung.** Es kann sonach aus einer polyaxen Gestalt, manche andere polyaxe, aber keine monaxe Form abgeleitet werden.

Unter einem **Krystallsysteme** versteht man den Inbegriff aller Formen, denen dieselben Axenverhältnisse zu Grunde liegen und welche nach dem Gesetze der Symetrie in einander übergehen können. Man kennt 6 Krystallsysteme, nämlich:

1) **Das Thesseral-**[1]) **oder Würfelsystem** mit 3 aufeinander senkrechten Axen, sämtliche von gleicher Länge, so daß jede zur Hauptaxe gewählt werden kann. Grundformen: Würfel oder das Hexaëder, regelmäßiges Oktaëder, Rhombendodekaëder und Tetraëder. Zum Würfelsystem gehören: Diamant, Salmiak, Alaun, Chromalaun, Magneteisenstein, Kochsalz, Flußspath, Bleiglanz, Schwefelkies 2c.

2) **Das quadratische oder Tetragonal-System**, mit drei aufeinander senkrechten Axen, von denen nur zwei gleiche Länge haben. Grundformen: Quadrat. Oktaëder und gerade quadratische Säule. Zu diesem System gehört z. B. der Zinnstein, d. i. Zinnoxyd.

3) **Das Hexagonal-System** mit 4 Axen; von denen drei in einer Ebene liegen und sich unter einem Winkel von 60° schneiden, die 4. aber auf jenen senkrecht steht. Hierher gehören die hexagonale Pyramide, die regelmäßige sechsseitige Säule und das Rhomboëder. Hier finden wir Kalkspat, Magnesit, Apatit, Natronsalpeter u. s. w.

4) **Das rhombische System** mit 3 aufeinander senkrechten Axen, von denen keine der anderen gleich ist. Grundformen: Rhombisches Oktaëder, gerade rhomb. Säule. Hieher gehören: Schwefel, Salpeter, Anhydrit.

5) **Das klinorhombische** oder **monoklinische System**, mit 3 ungleichen Axen, von denen zwei auf aufeinander senkrecht stehen, die dritte senkrecht auf der einen, aber schiefwinklig auf der andern steht. Es gehören hieher: das monoklinische Oktaëder und die monoklinische Säule. Glaubersalz, Borax, Soda, Gyps u. s. w.

6) **Das klinorhomboidische oder triklinische System**, mit drei Axen, von denen keine auf der andern senkrecht steht und sämtliche ungleiche Länge haben: Triklinisches Oktaëder, triklinische Säule z. B. Kupfervitriol.

---

[1]) tessera vier (Würfel), sonst Cubus Würfel.

Dimorph, d. h. in 2 Krystalgestalten auftretend, z. B. Schwefel.

Mit **Isomorphie**[1]) bezeichnet man die Erscheinung, daß Körper von **ungleicher** aber **analoger** chemischer Zusammensetzung bei **gleicher** Krystallform in jedem beliebigen Mengenverhältnis zusammen krystallisieren. Hängt man z. B. einen Krystall von violettem Chromalaun in eine gesättigte Lösung des ganz analog zusammengesetzten Kaliumlauns, so wächst der Krystall fort und überzieht sich mit dem farblosen Kalium-Alaun.

Isomorph sind z. B. Barium-, Strontium-, Magnesium-, Blei-, Zink-, Eisen-, Nickel-, Kobalt-, Mangansulfat, ferners: Calcium-, Barium-, Strontium-, Magnesium-, Blei-, Zink-, Eisen- und Mangansulfat.

Opalisierende[2]) Mineralien sind solche, welche nach Art des **Opals** (ein milchblauer, durchscheinender Edelstein von ausgezeichnetem Farbenspiel) schillern.

Phosphoreszierende[3]) Mineralien sind solche, welche im Dunkeln leuchten; es kann dies geschehen nach vorausgegangener Erhitzung wie beim Flußspat und beim Bologneser Schwerspat, — oder nach erfolgter Bestrahlung oder Insolation[4]) wie beim Diamant.

Härte nennt man den Widerstand, welchen ein Körper leistet, wenn ein anderer scharfer oder spitziger in ihn einzudringen sucht. Um die Härte eines Minerals leichter bestimmen zu können, benützt man den Fingernagel, das Messer, die Feile, den Stahl, das Glas, sowie auch die sogenannte Härteskala, bestehend aus 10 Mineralien, von denen das nachfolgende immer härter ist, als das vorhergehende.

Diese Skala heißt:

1) **Talkhärte** = 1, oder sehr weich. Die hierher gehörigen Mineralien lassen sich von allen übrigen leicht ritzen und nehmen schon von dem Fingernagel starke Eindrücke an. 2) **Gypshärte** = 2, oder weich; die hieher gehörigen Mineralien ritzen die vorhergehenden, lassen sich aber nur wenig von dem Fingernagel ritzen, aber leicht mit dem Messer schaben. 3) **Kalkspathhärte** = 3, oder halbhart in geringem Grade; die hierher gehörigen Mineralien lassen sich noch leicht mit dem Messer schaben. 4) **Flußspath-Härte** = 4, oder halbhart in mittlerem Grade; die hieher gehörigen Mineralien lassen sich schwer mit dem Messer schaben, werden aber von der Feile stark angegriffen. 5) **Apatithärte** = 5, oder halbhart in hohem Grade; die hierher gehörigen Mineralien werden von der Feile stark angegriffen, ritzen nicht, oder nur sehr schwach das Glas. 6) **Feldspathhärte** = 6, oder hart im geringen

---

[1]) Von isos gleich und morphy Gestalt.

[2]) Opalus, opallios Augentäuscher, weil die Alten diesem Minerale augenstärkende Kraft zuschrieben, oder weil unsichtbare Risse darin das Farbenspiel erzeugen und die Augen täuschen.

[3]) Fos-foros Licht tragend.

[4]) Jnsolare einsonnen, der Sonne (sol) aussetzen.

Grade; die hierher gehörigen Mineralien werden noch ziemlich stark von der Feile angegriffen, ritzen deutlich das Glas und geben am Stahle einzelne Funken. 7) **Quarzhärte** = 7, oder hart in mittlerem Grade; die hieher gehörigen Mineralien ritzen stark das Glas und geben am Stahle lebhafte Funken. 8) **Topashärte** = 8, oder hart in hohem Grade; die hieher gehörigen Mineralien ritzen nicht nur das Glas, sondern auch den Quarz. 9) **Saphir-Härte** oder sehr hart; die hieher gehörigen Mineralien ritzen alle anderen außer den Diamant, von welchem sie noch angegriffen werden. 10) **Diamanthärte** = 10, oder außerordentlich hart, wird von keinem anderen mehr geritzt.

Weiters gehören zu den physischen **Eigenschaften** Farbe, Geruch, Geschmack, die Cohärenzverhältnisse, das Verhalten der Körper zur Wärme, zum Licht und zur Elektrizität, sowie das spezifische Gewicht.

Zu den chemischen Eigenschaften zählen wir: 1) die **Auflösbarkeit.** Darunter versteht man diejenige Eigenschaft, vermöge welcher verschiedene feste Körper mit Hilfe von Flüssigkeiten selbst tropfbar flüssig gemacht werden können. Die Flüssigkeiten, die man hiezu verwendet, heißt man **Auflösungsmittel,** z. B. Wasser für verschiedene Salze, Weingeist für die Harze, Aether für die Fette, Säuren für die Metalle. z. B. Zink löst sich in der Schwefelsäure, Kupfer in der Salpetersäure, Eisen in der Salzsäure. Wir unterscheiden eine **mechanische** und eine **chemische** Auflösuug. Bei ersterer, z. B. Kochsalz in Wasser, ändert der Körper blos seinen Aggregatszustand, ohne Verlust seiner übrigen Eigenschaften, denn wenn man durch Abdampfen das Auflösungsmittel entzieht, so bleibt der Körper wieder in seinen früheren Eigenschaften zurück. — Bei einer **chemischen** Auflösung verliert der Körper nicht blos seine Gestalt, sondern auch seine übrigen Eigenschaften; er hört überhaupt auf, das zu sein, was er bisher war, er bildet einen neuen Körper mit neuen Eigenschaften; wenn wir z. B. Kupfer mit Salpetersäure in Berührung bringen, so wird allerdings eine klare Flüssigkeit erzielt, also das Kupfer flüssig gemacht, allein wenn man langsam abdampft, so bleibt nicht Kupfer, sondern ein neuer Körper, nämlich salpetersaures Kupfer (Kupfernitrat) zurück.

Eine Auflösung heißt **gesättigt,** wenn die Flüssigkeit bei der gegebenen Temperatur nicht **mehr** aufzulösen im Stande ist. —

Dabei gilt die Regel: Je höher die Temperatur des Auflösungsmittels ist, desto mehr und desto leichter löst sich ein Körper auf. Hievon machen einige Körper eine Ausnahme, z. B. gebrannter Kalk löst sich in 700 Teilen kalten, aber erst in 1200 Teilen warmen Wassers.

Ob sich ein fester Körper in der angewandten Flüssigkeit löst, erkennen wir: a) an den öligen Streifen, welche von dem festen sich lösenden Körper ausgehen und in der Flüssigkeit sich verbreiten, b) an dem Geschmack und c) am sichersten an dem Rückstande, den man erhält, wenn man eine solche Auflösung abdampft. — Denjenigen Vorgang, wobei ein Körper, welcher in keiner Flüssigkeit für sich auflöslich ist, mit anderen Substanzen (starken Alkalien) s. d. einer heftigen Glühhitze ausgesetzt wird, wodurch er sich dann mit kräftigen Säuren behandeln läßt, nennt man **Aufschließen.**

2) **Präcipitierbarkeit.**[1]) Präcipitieren heißt einen in einer Auflösung befindlichen Körper mit Hilfe eines anderen (Präcipitationsmittel) ausscheiden, niederschlagen oder präcipitieren; z. B. Eisen präcipitiert Kupfer.

3) **Absorbierbarkeit**[2]), d. i. das Vermögen verschiedener flüssiger und fester Körper (z. B. Wasser, Weingeist, Kohle, Thon) verschiedene Gasarten (z. B. Kohlensäure, Sauerstoff 2c.) in sich aufzunehmen; und zwar ist das Absorptionsvermögen eines Körpers um so größer, je größer der Druck ist, der auf dem zu absorbierenden Gase lastet, je niederer die Temperatur ist und je kleiner seine Poren sind.

4) **Zerfließen,** d. i. diejenige chemische Eigenschaft vermöge welcher viele feste Körper unter dem Einflusse der Luft, Feuchtigkeit aus derselben aufnehmen, an Gewicht zunehmen, selbst feucht werden, ja sogar zerfließen (Hygroskopische Körper). z. B. salpetersaures Kupfer.

5) **Verwittern,** d. i. diejenige chemische Eigenschaft vermöge welcher viele feste Körper unter dem Einflusse der Atmosphäre ihren Zusammenhang verlieren, mürbe, amorph werden und am Ende sogar zu Pulver zerfallen.

Diese Erscheinung kann in folgenden Ursachen ihren Grund finden: a) in dem Verluste des Krystallwassers, s. d. was besonders bei

---

[1]) Von praecipitare, niederschlagen.

[2]) Von absorbere, ab- oder wegschlürfen.

vielen Salzen der Fall ist; z. B. Soda, Glaubersalz, Alaun u. s. w.; b) in einer allmähligen Oxydation, d. i. einer Aufnahme eines Bestandteiles der Luft, nämlich des Sauerstoffes, dies kommt besonders bei den unedlen Metallen vor (Rosten); c) in Folge eines Stoffwechsels, einer Umbildung, z. B. Schwefeleisen verwandelt sich an der Luft unter Aufnahme von Wasser und Sauerstoff allmählig in schwefelsaures Eisen (Ferrosulfat), endlich d) kann diese Erscheinung in Folge eingetretener Frostkälte sich zeigen, wenn nämlich der Körper Wasser in sich schließt, welches dann gefriert, sich ausdehnt und den Körper zerklüftet (Sprengen von Felsen).

6) **Schmelzbarkeit;** darunter versteht man die Fähigkeit mancher Körper, unter Einwirkung der Wärme flüssig zu werden.

Körper, die im Feuer gänzlich unveränderlich sind, heißen **feuerfest** solche, die in der Hitze wohl schmelzen, aber von ihrer Masse nichts verlieren, heißen **feuerbeständig** und solche, die sich in Dampf verwandeln, **verflüchtbar.**

7) **Sublimierbarkeit;**[1]) sublimieren heißt einen festen Körper in Dampf verwandeln und die entstandenen Dämpfe durch Abkühlung wieder fest niederschlagen, sublimieren. Sublimierbar sind z. B. Schwefel, Selen, Salmiak u. s. w.

8) **Destillierbarkeit;**[2]) destillieren heißt eine Flüssigkeit in Dampf verwandeln und die entstandenen Dämpfe durch Abkühlung wieder flüssig machen; destillierbar sind z. B. Wasser, Weingeist, die ätherischen Oele u. s. w.

Man führt diese Operation häufig aus, um flüchtige Stoffe von nicht flüchtigen, oder flüchtigere von minder flüchtigeren zu trennen. Ein Destillations-Apparat besteht aus 3 Hauptteilen, nämlich aus dem Destillationsgefäße (Kolben oder Retorte), aus den Dampfleitungsröhren mit dem Kühlapparat und aus der Vorlage oder dem Recipienten. Hier kann auch der sog. Woulff'sche Apparat Erwähnung finden, welcher aus mehreren dreihalsigen Flaschen besteht und da zur Anwendung kommt, wo die durch Destillation entstandenen Dämpfe verschiedener Spannkraft sind. Der Rückstand einer Destillation heißt Residuum, sei er nun flüssig oder fest; ist er nur flüssig, heißt er Flegma. Eine wiederholte Destillation nennt man Rectification (cohobieren, cohobierte Wässer). Die Destillation zweier oder mehrerer Flüssigkeiten von verschiedenem Siedepunkte, also von verschiedener Spannkraft, heißt man eine fractionierende Destillation. Sie wird mittels einer Retorte ausgeführt, durch deren tubulus ein Thermometer reicht;

---

[1]) Von sublimare, in die Höhe treiben.

[2]) Von destillare, abtröpfeln und dieses von stilla, der Tropfen.

indem man die Vorlage wechselt, wenn sich die Temperatur ändert, d. h. dem Siedepunkte einer anderen Flüssigkeit sich nähert, kann man getrennte Destillations-Produkte bekommen. Die zu destillierende Flüssigkeit muß mit Vorsicht in das Destillationsgefäß gegossen werden, zu welchem Zwecke man tabulierte Retorten und Welter'sche Sicherheitstricher verwendet. Das Erhitzen geschieht auf offenem Feuer oder auch auf Drahtgeweben, in Wasser-, Sand- oder Oelbädern. Das Stoßen einer Flüssigkeit beim Kochen, z. B. bei der Rectification der Schwefelsäure durch das ausgeschiedene schwefelsaure Blei, sucht man dadurch zu verhindern, daß man Platindraht, Platinblech oder Quarzstücke in die Retorte bringt, von deren Oberfläche aus dann die Dampfbildung regelmäßig vor sich geht; auch soll man in solchen Fällen sorgen, daß die Wandungen stärker erhitzt werden, als der Boden. Hier kann auch der sog. Evacuations- oder Luftverdünnungs-Pumpen Erwähnung geschehen, welche in Zucker- und andern Fabriken mit dem Gefässe in Verbindung gebracht werden, in welchem sich die kochende Masse befindet; dadurch, daß mittels einer solchen Pumpe die gebildeten Dämpfe hinweggenommen werden und dadurch der Druck auf die Flüssigkeit vermindert wird, gelangt die Masse leichter zum Kochen, man erspart an Brennmaterial und hat das Anbrennen nicht so leicht zu befürchten.

9) **Verbrennbarkeit** und **Oxydierbarkeit.**

Unter einer Verbrennung im weitesten Sinne versteht man die Verbrennung zweier Körper unter Feuererscheinung, d. i. unter Licht- und Wärme-Entwicklung; so wenn man z. B. gepulv. Antimonmetall in eine Flasche mit trockenem Chlorgase fallen läßt, so verbinden sich beide unter lebhaftem Funkensprühen.

Im engeren Sinne, im gewöhnlichen Leben, versteht man unter einer Verbrennung die Verbindung eines Körpers mit dem Sauerstoffe (s. d.); brennbar heißen wir diejenigen Elemente, welche das Vermögen besitzen, sich unmittelbar mit dem Sauerstoffe zu verbinden, z. B. Wasserstoff, Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor u. m. a.

Die Oxydierbarkeit ist eine Verbrennung im noch engeren Sinne; man bezeichnet damit die Fähigkeit der Metalle sich mit dem genannten Anteil der Luft, nämlich mit dem Sauerstoffe zu verbinden und damit neue Körper, genannt Oxyde, zu bilden; und

10) **Reducierbarkeit,**[1]) d. i. die Wiederherstellung der Metalle aus ihren Oxyden.

---

[1]) Reducere, zurückführen.

Die Mittel, die man zum reducieren, d. i. zur Gewinnung der Metalle aus ihren Oxyden verwendet, heißen Reduktionsmittel und sind besonders solche, die eine große Neigung haben, sich mit dem Sauerstoffe zu verbinden, z. B. Kohlenstoff, Wasserstoff, verschiedene Metalle, besonders Kalium und Natrium, ferners der sogenannte schwarze Fluß, d. i. eine Mischung von Kohle und Pottasche, d. i. K-carbonat. Aus den oxydhaltigen Erzen der unedlen Metalle, z. B. Eisen, Kupfer 2c. werden letztere durch den Hüttenprozeß in den sogenannten Hochöfen gewonnen durch Reduktion mit Kohle. Die Oxyde der edlen Metalle werden durch bloßes Erhitzen reduciert. Sehr kräftig wirkt auch der galvanische Strom mittels dem man sogar Kalium und Natrium aus ihren Oxyden herstellen kann. Das Licht, insbesonders der blaue Anteil desselben ist im Stande Gold und Silber aus ihren Oxyden auszuscheiden. Kohlenstoff und Wasserstoff verwendet man zum reducieren besonders deswegen, weil die dabei entstehenden Produkte: Kohlensäure, Kohlenoxydgas und Wasser luftförmig sind und daher leicht entweichen; schmilzt man z. B. Zinnoxyd mit Kohle zusammen, so bildet sich Kohlenoxyd, das entweicht, während metallisches Zinn zurückbleibt. Den teuren Wasserstoff verwendet man übrigens nur im kleinen und vorzüglich da, wo es sich darum handelt, sehr reine Produkte zu erhalten. — Die Kleesäure ist im Stande Gold aus seinen Verbindungen regulinisch auszuscheiden. Die Elektrolyse, d. i. die Zersetzung einer chemischen Verbindung mittels der Elektricität liefert neben einer kräftigen Oxydation eine fast eben so energische Reduktion; auch Gährungsvorgänge wirken reducierend.

Das Resultat der chemischen Vereinigung zweier oder mehrerer ungleichartiger Stoffe zu einem neuen gleichartigen Körper heißt man eine **chemische Verbindung.**

Eine solche ist wesentlich verschieden von einer mechanischen Vereinigung und zwar können wir folgende charakterische Unterscheidungsmerkmale angeben:

1) Eine chemische Verbindung findet nur nach bestimmten unabänderlichen Verhältnissen nach den sogen. Atomgewichten (s. diese) statt, eine mechanische Vereinigung nach jedem Verhältnisse.

2) Eine chemische Verbindung kann nicht auf mechanischem, sondern nur wieder auf chemischem Wege gehoben werden; nur in seltenen Fällen können chemische Verbindungen durch Reibung, Druck oder Stoß, also auf mechanischem Wege gehoben werden, wobei aber diese mechanischen Kräfte wahrscheinlich nicht als solche, sondern dadurch wirken, daß sie eine schwache Temperaturerhöhung oder Elektricitätsentwicklung hervorbringen. Die mechanischen Vereinigungen lassen sich wieder auf mechanischem Wege trennen.

3) Bei chemischen Verbindungen kann man die verbundenen Bestandteile weder mit freiem noch mit bewaffnetem Auge wieder erkennen, wohl aber ist dieses meistens bei mechanischen Ver-

einigungen der Fall, obwohl einige eine Ausnahme machen, so daß man sie auf den ersten Blick für chem. Verbindungen halten könnte. Diese Art mechanischer Vereinigungen, die man mit dem Namen Gemisch (zum Unterschiede von Gemenge) bezeichnet, stehen also der Grenze der chem. Verbindung schon sehr nahe, so daß gleichsam nur ein Punkt überschritten werden darf, um als chem. Verbindungen auftreten zu können; ein Beispiel hiefür liefert uns das Schießpulver. Ein inniges Gemenge von Schwefel, Kohle und Salpeter. Daß dasselbe doch keine chemische Verbindung ist, läßt sich durch die bloße Berührung desselben mit Wasser beweisen, indem hiebei diese drei Körper einfach wieder auseinander fallen.

4) Besteht ein weiteres Kennzeichen der chem. Verbindungen darin, daß dieselben sehr häufig von Wärmevorgängen begleitet sind. (z. B. Kalklöschen); bei mech. Vereinigungen erfolgt in der Regel eine Abnahme der Temperatur, so z. B. beschlägt sich das Glas beim Lösen des Zuckers in Wasser. Ueberall da, wo sich 2 einfache Körper **direkt** miteinander verbinden, findet eine mehr oder weniger große Wärmentwicklung statt. Andere Körper dagegen verbrauchen bei ihrer Verbindung Wärme und zeigen umgekehrt gar kein Bestreben sich direkt zu verbinden; **endo**- und **exothermische** Verbindungen. z. B. Chlorstickstoff, durch Einwirkung von Chlor auf Ammoniak.

Bei fortgesetzter Zerlegung chemischer Verbindungen in ihre ungleichartigen Bestandteile kommt man endlich auf Stoffe, welche nach den bis jetzt bekannten Scheidungsmitteln und Scheidungsverfahren nicht mehr weiters in ungleichartige Bestandteile zerlegt werden können, und diese nennt man **Grundstoffe** oder **Elemente**.[1])

Wir behaupten deshalb noch nicht, daß diese Körper wirklich unzerlegbar seien, es kann sehr leicht geschehen, daß der künftige Fortschritt der Wissenschaft uns in den Stand setzen werde, Zersetzungen zu bewirken, wozu unsere jetzigen Hilfsmittel nicht ausreichen, und daß in diesem Falle eine gewisse Anzahl von Körper, die wir jetzt als einfache betrachten, vielleicht alle diese Stoffe als zusammengesetzt erkannt werden.

Zur Erleichterung des Studiums kann man die Elemente in 2 Abteilungen bringen, nämlich in **Nichtmetalle** und in **Metalle**. Diejenige Gruppe von Elementen, die wir mit dem Namen Metalle[2]) bezeichnen,

---

[1]) Element von alimentum (Nahrungsmittel), weil sich die Alten vorstellten, daß die Elemente die Nahrungsmittel für alle Geschöpfe abgeben.

[2]) Von meta unter und allos anderen, weil die Metalle selten einzeln vorkommen.

charakterisieren sich mehr oder weniger durch folgende Eigenschaften: Alle Metalle sind schmelzbar, sind gute Leiter für Wärme und Electricität, haben einen eigentümlichen Glanz, sind undurchsichtig; in Beziehung ihres Verhaltens zum Sauerstoffe der Luft und der Säuren unterscheidet man **edle** und **unedle** Metalle; in Beziehung ihres spez. Gewichtes, spezifisch leichte und schwere; erstere besitzen ein spez. Gewicht unter, letztere über 5.

Edle Metalle nennen wir nicht etwa diejenigen, welche in der Natur selten vorkommen, eine große Anwendung haben und daher hoch im Preise stehen, sondern diejenigen, welche gegen den Sauerstoff der Luft und der Säuren eine große Widerstandsfähigkeit besitzen, schwer ihren Glanz und ihren übrigen metallischen Charakter verlieren, also nicht rosten.[1]) Bei weitem die wenigsten Metalle

---

[1]) Das Rosten der unedlen Metalle an der Luft ist jedoch kein einfacher Oxydationsprozeß, keine bloße Verbindung eines Bestandteiles der Luft, nämlich des Sauerstoffes mit den Metallen, sondern der Vorgang ist mehr oder weniger zusammengesetzt.

z. B. Das Eisen rostet an der feuchten Luft, d. h. es verwandelt sich in Eisenhydroxyd; dieses ist jedoch nur dann der Fall, wenn dasselbe der **gleichzeitigen Einwirkung von flüssigem Wasser, von Sauerstoff und Kohlensäure** ausgesetzt ist.

Blankes Eisen oxydiert sich weder in eine Atmosphäre von Kohlensäure, noch von Sauerstoff, ebensowenig, wenn zu diesen, noch Wasserdampf hinzutritt, wohl aber, wenn das Wasser im flüssigen Zustande sich befindet. — Dann bildet sich zuerst unlösliches kohlensaures Eisenoxydul d. i. Ferrocarbonat, dieses verwandelt sich dann, bei der Gegenwart von überschüssiger Kohlensäure in lösliches doppelkohlensaures Eisenoxydul oder Ferrobicarbonat, durch den gleichzeitigen Zutritt des Sauerstoffes oxydiert sich dann dieses und es bildet sich unter Freiwerdung von Kohlensäure — **Eisenhydroxyd, als die erste Rostschichte.**

Die hiebei freiwerdende Kohlensäure geht sofort wieder in Lösung über und verursacht so von neuem die Bildung von Ferrocarbonat und Ferrobicarbonat, welches sich dann wieder oxydiert und in Eisenhydroxyd oder Ferrihydroxyd übergeht, und so findet das Rosten so lange statt, bis alles Eisen in Rost d. i. Eisenhydroxyd verwandelt ist.

Anmerkung. Warum rosten die Eisenbahnschienen nicht im Gebrauche, wohl aber auf Lager?

Eisenbahnschienen frisch gelegt, rosten wie jeder andere Gegenstand von Eisen, an der Luft — nämlich bei Gegenwart von flüssigem Wasser, von Sauerstoff und Kohlensäure, überziehen sie sich oberflächlich mit einer Schichte von Eisenhydroxyd.

Diese Schichte dem Drucke und der Reibung der Räder der Bahnzüge ausgesetzt, verwandelt sich das Eisenhydroxyd in **Eisen-**

kommen in der Natur im **gediegenen**, d. h. für sich im freien Zustande vor, sondern die meisten finden sich **vererzt**[2]), d. h. in Verbindung mit anderen Körpern, wie Sauerstoff, Schwefel, Phosphor, Kohlensäure ꝛc. Die Vereinigungen der Metalle unter sich in bestimmten Verhältnissen im feuerflüssigen Zustande nennt man **Legierungen**[3]) und wenn sie mit Quecksilber gebildet wurden, **Amalgam**.[4])

Die Nichtmetalle oder **Ametalle** besitzen keinen Metallglanz, kommen in allen 3 Aggregatszuständen vor, während dagegen von den Metallen keines bei gewöhnlicher Temperatur dem gasförmigen, und nur eines, nämlich das Quecksilber, dem tropfbar flüssigen Zustande angehört; ferner sind die Ametalle schlechte Leiter für Wärme und Elektrizität; sie finden sich in der Natur teils im freien Zustande, teils in Verbindung mit anderen Substanzen, ihre Verbindungen mit dem Sauerstoffe sind meistens Säuren.

Die folgende Tabelle enthält die Namen der wichtigsten Elemente alphabetisch geordnet, ihre chemischen Zeichen oder Symbole (erste Buchstaben des lat. Namens), mit welchen man sie gewöhnlich bezeichnet und ihre Atomgewichte (s. d.). Den chem. Zeichen sind die Valenzen (s. d.) beigefügt.

Ametalle.

Luftbilder.

	Symbole	Atomgewichte
Sauerstoff (Oxygenium) . . .	O'' . . .	16
Wasserstoff (Hydrogenium) . .	H' . . .	1
Stickstoff (Nytrogenium) . . .	N^{V} . . .	14

---

troxyd, welches die Schienen mit einem schwarzgrauen Häutchen überzieht und das darunter liegende Metall vor weiterer Oxydation schützt. Diese schützende Wirkung beruht darauf, daß das Eisentetroxyd in Berührung mit den metallischen Eisen elektropositiv wird, dagegen das Eisen selbst elektronegativ-, und daher den elektronegativen Sauerstoff abstößt, sich also nicht mit demselben bindet.

[2]) Erz, vererzt, vom arabischen erez (Erde), in der Erde vorkommend.

[3]) Ligare verbinden, verschiedene Metalle zusammenschmelzen.

[4]) Amalgama oder die Lösung eines Metalles in Quecksilber. ama zu gleich, gleichmäßig mit gamein verbinden.

Salzbilder.

	Symbole	Atomgewichte
Chlor	Cl'	35,5
Jod	J'	127
Brom	Br'	80
Fluor	Fl'	19

Erzbilder.

Schwefel (Sulphur)	S''	32
Selen	Se''	79,4
Phosphor	P^{V}	31

Edelsteinbilder.

Bor	B'''	11
Kiesel (Silicium)	Si^{IV}	28
Kohlenstoff (Carbonicum)	C^{IV}	12

Metalle.

a) Leichte Metalle.

(Spez. Gewicht unter 5,0.)

1. Metalle der Alkalien.

Kalium	K'	39
Natrium	Na'	23
Lithium	Li'	7

2. Metalle der alkalischen Erden.

Barium	Ba''	137
Strontium	Sr''	87,5
Calcium	Ca''	40
Magnesium	Mg''	24

3. Metalle der reinen Erden.

Aluminium	Al^{IV}	27,4
Beryllium	Be''	9,3
Erbium	Er''	112,6
Thorium	Th^{IV}	231
Yttrium	Y''	61,7
Zirconium	Zr^{IV}	89,6

b) Schwere oder Erzmetalle.

(Spez. Gewicht über 5,0.)

1. Unedle Metalle, welche vorzugsweise Basen bilden.

	Symbole	Atomgewichte
Cerium	Ce''	92
Didym	Di''	95
Lanthan	La''	92
Mangan	Mn^{IV}	55
Uran	U^{IV}	120
Zink	Zn''	65
Eisen (Ferrum)	Fe^{IV}	56
Kobalt (Cobaltum)	Co^{IV}	58
Nickel	Ni^{IV}	58,8
Cadmium	Cd''	112
Zinn (Stannum)	Sn^{IV}	118
Blei (Plumbum)	Pb''	207
Wismuth (Bismuthum)	Bi'''	208
Kupfer	Cu''	63,4

2. Edle Metalle.

Quecksilber (Hydrargyrum)	Hg''	200
Silber (Argentum)	Ag'	108
Gold (Aurum)	Au'''	197
Platin	Pt^{IV}	197,4
Jridium	Jr^{IV}	197,4
Palladium	Pal^{IV}	106,6
Rhodium	Rh^{IV}	104,4
Ruthenium	Ru^{IV}	104,4

3. Unedle Metalle, welche vorzugsweise Säuren bilden.

Osmium	Os^{IV}	199,4
Arsen	As^{IV}	75
Antimon (Stibium)	Sb^{V}	112
Chrom	Cr^{IV}	52
Molybdaen	Mo^{IV}	96
Niobium	Nb^{V}	94
Tantal	Ta^{V}	182
Tellur	Te''	118
Titan	Ti^{IV}	50
Vanadin	V^{S}	51,3
Wolfram	W	184

Diese einfachen Stoffe, diese Elemente können sich unter gewissen Verhältnissen wechselseitig durchdringen, und neue Erzeugnisse, neue Produkte liefern.

Die Bedingungen hierfür sind:

a) Die sich zu vereinigenden Stoffe müssen sich berühren, denn die Affinität wirkt nur auf unmeßbar kleine Entfernungen hin, d. h. bei unmittelbarer Berührung; b) müssen dieselben verschiedener Natur, häterogen[1]), sein und c) müssen die Cohärenzverhältnisse, welche der etwaigen Durchdringung im Wege stehen können, aufgehoben werden, sie müssen amorph sein; — corpora non agunt nisi fluida.

Die Lehre von den Gewichts- und Raumverhältnissen, nach welchen sich die Elemente chemisch mit einander verbinden, heißt **Stöchiometrie.**[2]) Die Erfahrung hat folgende stöchiometrische Gesetze aufgestellt:

1. **Das Gesetz der Erhaltung der Quantität der Materie:** das Gewicht einer chemischen Verbindung ist gleich der Summe der Gewichte der verbundenen Bestandteile.

2. **Das Gesetz der bestimmten Verbindungsverhältnisse.** Wenn sich 2 oder mehrere Elemente mit einander verbinden, so geschieht dies immer nach ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen, nach den sogen. Atomgewichten (A. G.)

3. **Das Gesetz der multiplen Verhältnisse:** Verbindet sich ein Element in mehreren Verhältnissen mit einem anderen, so stehen die Gewichtsmengen des einen Elementes, welche sich mit einer bestimmten Gewichtsmenge des anderen Elementes verbinden, — in einem einfachen Verhältnisse. Es verbinden sich z. B.

200 Tl. Hg mit 1.35,5 Tl. Cl zu Quecksilberchlorür od. Mercurochlorid u.
200 " " " 2.35,5 " " " " chlorid oder Mercurichlorid
oder es verbinden sich
28 Tl. N mit 1.16 Tl. O zu Stickstoffoxydul,
28 " " " 2.16 " " " Stickstoffoxyd,
28 " " " 3.16 " " " Salpetrigsäureanhydrid
28 " " " 4.16 " " " Stickstoffperoxyd und
28 " " " 5.16 " " " Salpetersäureanhydrid;

im ersteren Fall stehen die Chlormengen in dem Verhältnis von 1 : 2, in dem letzteren die O-mengen in dem Verhältnis von 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

---

[1]) Von heteros entgegengesetzt, und gennaein erzeugen.

[2]) Von stoicheion der Grundstoff und metria, Meßkunst (metreo messen.

4. **Gesetz der best. Volumverhältnisse:** Verbinden sich gasförmige Körper miteinander, so geschieht dies nicht nur nach bestimmen Gewichts-, sondern auch nach best. Raum- oder Volumverhältnissen, und wenn die entstandene Verbindung gasförmig ist, ist ihr Volumen doppelt so groß als dasjenige, welches 1 Volumen H entspricht.

z. B.	1 Vol.	Cl +	1 Vol.	H	geben	2 Vol.	Chlorwasserstoff,
	1 „	O +	2 „	H	„	2 „	Wasser,
	1 „	N +	3 „	H	„	2 „	Ammoniak.

Atomtheorie. Man nimmt an, daß die Elemente aus kleinsten nicht mehr weiters teilbaren Teilchen bestehen, welche eine bestimmte Größe und ein best. Gewicht besitzen und die man **Atome**[1]) (At.) nennt. Die kleinste Menge einer chem. Verb. dagegen, welche zwar im physikalischen, nicht aber im chemischen Sinne teilbar ist, heißt ein Molekül.[2])

Die Molekülekühle (Mol.) existieren frei, die Atome (At.) dagegen nicht. Denn wenn At. aus Verb. ausgeschieden werden und sie finden ungleichartigen At. vorhanden, mit denen sie sich verbinden können, so vereinigen sie sich mit denselben zu Mol. von Verb. Sind dagegen keine ungleichartigen At. vorhanden, mit denen sie sich verbinden lönnen, so treten sie mit gleichartigen At. zu Mol. von Elementen zusammen. Deßhalb vereinigen sich auch die Körper in status nascendi am leichtesten miteinander, weil im entgegengesetzten Falle die Kraft erst überwunden werden muß, mit welcher die At. zu einem Mol. zusammengehalten werden, ehe mit dem At. eines anderen Elementes eine neue Verbindung eingegangen werden kann. Affinität ist sonach diejenige Kraft, welche bewirkt, **daß 2 gleichartige At. sich zu einem 1 Mol. desselben Elementes** oder **2 ungleichartige At. sich zu 1 Mol. eines neuen Körpers verbinden.**

Daher können wir sagen: Ein Atom ist die kleinste Menge eines Elementes, welche im freien

1) Atomos unzerteibar.

2) Massenteilchen, von molecula, diminutiv von moles, die Masse.

Zustande nicht bestehen, wohl aber in chem. Verb. eintreten kann. Ein Molekül dagegen ist die kleinste Menge eines Körpers (Element od. Verb.), welche im freien Zustande auftritt und an chem. Vorgängen Teil nimmt.

Atomgewichte (A. G.) sind diejenigen Zahlen, welche angeben, wie vielmal schwerer ein Atom eines Elementes ist, als 1 At. H; Molekulargewicht (M. G.) dagegen ist diejenige Zahl, welche angibt, wie vielmal schwerer 1 Mol. eines Elementes oder einer Verb. ist, als 1 At. H.

Um die A. G. für die verschiedenen Elemente bestimmen zu können, mußte man ein Element als Einheit aufstellen und die übrigen darnach berechnen, welches Element man hiebei wählt, und welche Zahl man ihm gibt, ist ganz gleich, die relat. Verhältnisse, weche sich ergeben, müssen immer dieselben bleiben, wenn auch die Zahlen andere sind. Früher hat man allgemein den O als Einheit angenommen und ihm die Zahl 100 gegeben, jetzt nimmt man dagegen den H als Einheit an und gibt ihm die Zahl 1. Letztere Annahme hat den Vorzug, daß man dadurch viel kleinere Zahlen erhält, welche leichter dem Gedächtnisse eingeprägt werden können.

Um das A. G. **eines** Elementes zu bestimmen, braucht man sein M.-G. und dieses erhält man, wenn man sein Glas-Volumgewicht (G. V. G.[1]) mit 2 multiplicirt; außerdem braucht man die Kenntnis der Zusammensetzung einer Reihe chem. Verb. von diesem Elemente. Man nimmt dann als A. G. dieses Elementes diejenige Zahl an, welche sich als größter gemeinschaftlicher Divisor der erhaltenen Gewichtsmengen von diesem Elemente ergibt.

Es soll z. B. das A. G. des N bestimmt werden. Zahlreiche Versuche haben zu folgenden Ergebnissen geführt:

1 Mol.	= 28 Stickstoff	enthalten . .	28 Stickstoff	
1 „	= 17 Ammoniak	„	14 „	u. 3 Wasserstoff
1 „	= 44 Stickoxydul	„	28 „	„ 16 Sauerstoff
1 „	= 30 Stickoxyd	„	14 „	„ 16 „
1 „	= 46 Stickstoffperoxyd	enthalten	14 „	„ 32 „
1 „	= 108 Salpetersäureanhydrid	„	28 „	„ 80 „

[1]) D. i. ein spez. Gew. in Gasform.

In diesen Verb. tritt der Stickstoff bald mit 14, bald mit 28 Gewichtsteilen auf; für diese Gewichtsmengen ist also 14 der größte gemeinschaftliche Divisor und daher auch das A. G. des N.

Bei solchen Elementen, welche keine oder nur wenige flüchtige Verb. bilden, ermittelt man die A. G. und M. G. mit Hilfe anderer sogenannter indirekter Methoden; so benützt man hiezu z. B. die spezifische Wärme. (spez. W.)

Unter **spez. W.** verstehen wir diejenige Menge Wärme, die ein Kilogramm eines Körpers braucht, um seine Temperatur um einen Grad zu erhöhen. Die Versuche von Dulong und Petit haben gezeigt, daß bei den meisten Elementen ihre spez. W. und ihre A. G. in naher Beziehung zu einander stehen und zwar nmgekehrt proportional. Das Produkt gibt in der Regel eine ganz constante Zahl (6,38), genannt **Atomwärme (A. W.)**, folglich ergibt sich:

$$\text{Spez. W.} \times \text{A. G.} = \text{A. W.}$$

$$\text{Spez. W.} = \frac{\text{A. W., d. i. } 6{,}38}{\text{A. G.}}, \text{ oder A. G.} = \frac{\text{A. W.}}{\text{Spez. W.}}$$

Es soll z. B. unter Benützung der spez. W. das A. G. des Fe bestimmt werden; seine sp. W. = 0,1134.

$$\text{A. G.} = \frac{\text{A. W.}}{\text{Spez. W.}}$$

$$\text{A. G.} = \frac{6{,}38}{0{,}1134} = 57.$$

Die Zusammensetzung chem. Verbindungen darzustellen oder zu veranschaulichen, geschieht durch chem. Formeln mit Hilfe der Atomzeichen; dabei unterscheidet man **atomistische,** oder **empirische** und **rationelle** Formeln.

Drückt man z. B. die Zusammensetzung der Salpetersäure durch HNO^3 aus, so ist dies eine empirische Formel, weil sie lediglich angibt, welche Elemente und in welcher Atomzahl sie in einem Mol. dieses Körpers vorhanden sind; drückt man dagegen die Zusammensetzung der Salpetersäure durch $\left.\begin{matrix} H \\ NO_2 \end{matrix}\right\} O$ aus, so hat man eine rationelle Formel, weil sie angibt, wie man sich die At. zu einander gruppiert oder gelagert denkt.

Um die chem. Formel für einen zusammengesetzten Körper zu finden, braucht man dessen prozentische Zusammensetzung, bestimmt sein M.-G. und berechnet dann durch Proportion die einzelnen Gewichtsmengen der Körper.

Es sei z. B. die Formel der Salpetersäure aufzustellen; die Analyse sagt aus, daß dieselbe aus 22,2 % N, 1,6 % H und 76,2 % O besteht. Ihr M.-G. ergiebt sich zu 63. Daraufhin erhält man folgende Proportionen:

1) $100 : 22{,}2 = 63 : x; \quad x = 14$ N
2) $100 : \ 1{,}8 = 63 : x; \quad x = \ 1$ H
3) $100 : 76{,}2 = 63 : x; \quad x = 48$ O.

Die so erhaltenen Mengen dividirt durch die entsprechenden A.-G., geben die erhaltenen Quotienten die atomistische Formel des fraglichen Körpers, also:

$$\frac{14}{14} = 1\ (N); \quad \frac{1}{1} = 1\ (H) \text{ und } \frac{48}{16} = 3\ (O).$$

Folglich besteht die Salpetersäure aus 1 At. H, 1 At. N und 3 At. O und ihre Formel ist HNO_3.

Der hauptsächlichste Nutzen, welchen die chem. Formeln gewähren, ist folgender:

a) sie stellen die Verbindung kurz und leicht übersichtlich dar,
b) machen sie die chem. Prozesse anschaulich und leicht verständlich und
c) sind sie für den chem. Techniker von großer Wichtigkeit, (was bei einzelnen Elementen durch Beispiele gezeigt werden soll.)

Versuche haben gezeigt, daß die Gas-Volumgewichte (G. V. G.) der Elemente mit dem A. G. in der Regel zusammenfallen. Auf dieselbe Einheit, nämlich H bezogen, sind die G. V. G. bei der Mehrzahl der im gasförmigen Zustand untersuchten Elemente zugleich die A. G.

Die Symbole H, O, N u. s. w. repräsentieren mithin 1 At. oder 1 Vol. der betreffenden Elemente. Bei P und As ist das G. V. G. zweimal so groß, bei Hg und Cd halb so groß wie das A. G.

Unter **Wertigkeit, Valenz** oder **Affinivalenz** der Elemente versteht man die Fähigkeit, ein oder mehrere andere At. zu binden oder festzuhalten. In dieser Beziehung kann man die Elemente einteilen in **einwertige,**

monovalente, monogene, uniaffine und in **mehrwertige** oder **polyvalente, polygene, polyaffine.** — Wie der H als Einheit bei Bestimmung des A. G., des M. G. und des G. V. G. der Elemente diente, so ist er auch bei der Feststellung der Valenz als Einheit gewählt worden.

Unter **einwertigen** oder **monovalenten** Elementen verstehen wir diejenigen, welche nur eine atombindende Kraft, Affinitäts- oder Verwandtschaftseinheit (V. E.) besitzen, dahin gehören: H, Cl, J, Br. Fl, K, Na, Li und Ag.

Zweiwertige oder **bivalente** Elemente sind diejenigen, welche 2 Affinitäts- oder V. E. besitzen: O, S, Se, Ca. Ba, Sr, Mg, Zn, Bb, Cu und Hg.

Dreiwertige oder **trivalente** Elemente heißen diejenigen, welche 3 Affinitäts- oder V. E. besitzen: B, Bi und Au.

Vierwertige oder **quadrivalente** Elemente heißen diejenigen, welche 4 Affinitäts- oder V. E. besitzen: C, Si, Al, Sn und Pt.

Fünfwertige Elemente sind diejenigen, welche 5 Affinitäts- oder V. E. besitzen: N, P, As und Sb.

Sechswertige Elemente heißen diejenigen, welche 6 Affinitäts- oder V. E. besitzen: Mo und W.

Die Valenz einiger Elemente **kann wechseln,** so treten die Metalle der **Eisengruppe:** Fe, Ni, Co, Mn, Cr und U — zwei-, vier-, sechs-, ja sogar 8wertig auf, meistens sind sie 2- oder 6wertig; sind sie 2wertig, so treten sie in **einfachen,** sind sie 6wertig, so treten sie in **Doppel**-Atomen auf, welche sich aber verhalten wie **ein** Atom (s. Elementarradikale).

Hiebei gilt aber die wichtige Regel: **Geradwertige** Elemente treten nie **ungeradwertig** auf, und umgekehrt.

Die Valenz des At. eines Elementes giebt man durch Striche oder römische Zahlen an, z. B. O'', Ag'', Bi'', C^{IV}, N^{V}; es sind hier nur die wichtigeren Elemente ihrer Valenz nach aufgeführt.

Um die Valenz eines Elementes zu bestimmen, braucht man die Kenntnis seines A. G. und derjenigen Verb., in welcher die größte Menge H (oder irgend eines anderen monovalenten Elementes) mit dem fraglichen Elemente in Verbindung steht. Es soll z. B. die Valenz des C festgestellt werden. Aus den Untersuchungen des C mit dem H ergibt sich, daß diejenige, in welcher die größte Menge H vorhanden ist, durch die Formel CH_4 ausgedrückt ist; daraus schließt man, daß das C quadrivalent ist.

Bei chem. Verb. und Zersetzungen ersetzen sich die Elemente gleicher Valenz gegenseitig, die Elemente verschiedener Valenz je nach der Größe ihrer Valenz. — Elemente gleicher Valenz oder gleicher V. E. heißen gleichwertig oder **aequivalent.**[1]) **Aequivalent-Gewichte** (Aeq. G.) sind diejenigen Zahlen, welche die Verhältnisse angeben, in welchen die Elemente denselben chem. Wert haben. Bei den monovalenten Elementen sind die A. G. auch zugleich die Aeq. G.

Unter dem Aequivalente eines Elementes versteht man diejenige Menge desselben, **welche denselben chem. Wert hat, wie 35,5 Gewichtsteile** Cl **oder wie ein Gewichtsteil** H.

Der wesentliche Unterschied zwischen den monogenen und polygenen Elementen besteht darin, daß die monogenen Elemente in chem. Verb. sich immer in **einzelnen Aequivalenten** finden, wogegen die polygenen oder polyvalenten Elemente immer **in Aequivalenten-Gruppen oder Aequivalenten-Compleren** auftreten.

Man weiß z. B., daß 3 Gewichtsteile C denselben chem. Wert besitzen als 35,5 Cl oder 1 H, folglich sind 3 C äquivalent 35,5 Cl oder 1 H, allein in keiner einzigen Verbindung des C findet man 3 Gewichtsteile, sondern immer wenigstens 12; folglich sagen wir, der O tritt in keiner Verb. in einem Aequivalent auf, sondern immer in einem Complex von mindestens 4 Aequivalenten und

---

[1]) Aequi-valio, gleichhalten; Aequivalent, eine Sache von gleicher Geltung.

es ist daher wohl sein Aeq. G. = 3, sein A. G. dagegen 4 × 3 = 12.

Ein anderes Beispiel liefert uns der O. Man weiß, daß 8 Gewichtsteile O denselben chem. Wert haben wie 33,5 Cl oder wie 1 H, — sie sind also einander äquivalent, folglich sagen wir, das Aequivalent-Gewicht des O ist 8, allein in keiner einzigen Verb. des O findet man 8 Gewichtst., sondern immer wenigstens 16; folglich sagen wir, das Aeq. G. des O ist wohl 8, sein A. G. oder Vb. G. ist 2 × 8 = 16.

Bestimmung des Aeq. G. eines polygenen Elementes:

Man untersucht diejenige Verb. des bezüglichen Elementes, in welcher auf die kleinste Menge eines monogenen Elementes auch die kleinste Menge des fraglichen polygenen Elementes enthalten ist. Es soll z. B. das Aeq. G. des O bestimmt werden. Man wählt also irgend eine Verb. des O mit einem monogenen Elemente z. B. Cl, und zwar diejenige, in welcher die kleinste Menge O und die kleinste Menge Cl enthalten ist, das ist Unterchlorigsäureanhydrid, in ihm finden wir auf 71 Gewichtsteile Cl und 16 Gewichtsteile O; 71 Cl sind aber gleich 2 Aequivalenten, also entsprechen 16 O ebenfalls 2 Aequivalenten, daher ist das Aeq. G. des O gleich 8.

Gesättigte und ungesättigte Verbindungen. Eine **gesättigte** Verb. oder ein **geschlossenes Mol.** entsteht, wenn sich Elemente von gleicher Valenz mit einander verbinden, oder wenn alle V. E. gegenseitig gebunden, also überhaupt keine Valenz mehr offen ist.

z. B. $\begin{matrix} H- \\ H- \end{matrix} : = O = H'_2O''$ Wasser.

$C \begin{matrix} =:=O \\ =:=O \end{matrix} = C^{IV} O_2''$ Kohlensäureanhydrid.

$Sn \begin{matrix} =:=O \\ =:=O \end{matrix} = Sn^{IV} O_2''$

Zinnoxyd.

Eine **ungesättigte** Verb. oder ein **offenes** Mol. haben wir, wenn eine oder mehrere Valenzen oder V. E. frei sind.

z. B. $Sn{\scriptstyle //}{=}O = Sn^{IV}O''$ $C{\scriptstyle //}{=}O = C^{IV}O''$

Zinnoxydul. Kohlenoxyd.

Radikale[1]) nennt man Elemente oder Elementengruppen, welche man in einer chemischen Verb. als die Grundlage oder das Radikal der übrigen betrachtet. Man unterscheidet demnach einfache und zusammengesetzte Radikale; z. B. im Chlormethyl haben wir als Radikal das aus 1 C und 3 H bestehende Methyl, — daher die Formel $(CH_3)'$ Cl, im — Quecksilberchlorid $Hg\ Cl_2$ oder $Hg{<}^{Cl}_{Cl}$ haben wir das Hg als einfaches Radikal.

Ein **Elementarradikal** entsteht, wenn 2 At. desselben Elementes zusammentreten und eine Atomgruppe bilden, die sich ihrem chem. Charakter nach verhält wie ein Atom.

Solche Elementarradikale, die durch die Vereinigung zweier At. eines Elementes entstanden sind und sogenannte Doppelatome gebildet haben, bezeichnet man dadurch, daß man das Symbol des betreffenden Elementes durchstreicht; z. B. Eisenoxyd = ~~Fe~~^{VI} O_3, anstatt wie früher ~~Fe~~$_2$ O_3.

Je nach seinem chem. Charakter ist ein Körper entweder eine Säure, oder er ist entgegengesetzter Natur, d. h. eine Basis, oder er ist durch die Berührung beider enstanden, und ist ein Salz.

Der allgemeine Charakter der Säuren ist ihr elektronegatives Verhalten; ferner bilden sie mit den Basen Salze und wenn sie in Wasser löslich sind, schmecken und reagiren sie sauer, d. h. sie färben blaue Pflanzenfarben z. B. Lackmus[2]) blau — rot.

In wissenschaftlicher Beziehung können wir sagen: Die Säuren sind wasserstoffhaltige Verbindungen, deren H, bei der Berührung mit einem Metall,

---

[1]) Radix Wurzel, radicalis zur Wurzel gehörig, daher in der Chemie Radical die Grundlage.

[2]) Aus lacca Lack und muscus Moos; also Moos- oder Flechtenlack, weil er aus einer Flechte gewonnen wird.

einem Metalloxyd [1]) oder einem Hydroxyd [2]) ersetzt wird durch eine aequiv. Menge Metall;

z. B. $2\,HCl + Zn = ZnCl_2 + 2\,H$;
(Salzsäure) (Zinkchlorid)
$H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$;
(Schwefelsäure) (Zn-oxyd) (Zn-sulfat)
$HNO_3 + KHO = KNO_3 + H_2O$;
(Salpetersäure) (K-hydroxyd) (K-nitrat).

Der Zusammensetzung nach kann man die Säuren einteilen in **Haloidsäuren**, das sind Verb. der Halogene Cl, J, Br Fl mit H, ferner in **Oxysäuren**, das sind die Verb. eines elektonegativen O-haltigen Radikals mit einer äquivalenten Menge $(HO)'$; [3])

z. B. $H_2SO_4 = (SO_2)'' + (HO)_2'$
(Radikal)
$H_3PO_4 = (PO)''' + (HO)_3'$
(Phosphorsäure) (Radikal)

und endlich in **Sulphosäuren**, das sind Verb. eines S-haltigen Radikals mit einer äquivalenten Menge $(HS)'$; [4])

z. B. $(CS)'' + {}_2(HS) = H_2CS_3$
(Radikal) (Sulfocarbonsäure)
$(AsS)''' + {}_3(HS) = H_3AsS_4$
(Radikal) (Sulfoarsensäure).

Unter **Hydrizität** der Säuren verstehen wir ihr Vermögen 1 oder mehrere Atome H auszutauschen gegen eine äquivalente Menge Metall.

Der Hydrizität nach, oder je nachdem die Säuren ein oder mehrere At. H enthalten, welche durch eine äquivalente Menge Metall ersetzbar sind, unterscheidet man **monohydrische** und **polyhydrische** Säuren oder auch einbasische und mehrbasische Säuren:

---

[1]) D. i. d. Verbindung eines Metalls mit O.

[2]) Die einwertige Atomgruppe (**HO**) heißt Hydroxyl und die Verbindungen der Metalle mit einer äquivalenten Menge Hydroxyl nennt man allgemein Hydroxyde.

[3]) Die einwertige Atomgruppe (**HS**)' heißt Hydrosulfyl und die Verb. der Metalle mit diesem nennt man allgemein Hydrosulfide.

[4]) $\mathbf{H_2O}$ dagegen heißt Hydroxyd, Wasserstoffoxyd oder Wasser, $\mathbf{H_2S}$ heißt Hydrosulfid, Wasserstoffsulfid oder Schwefelwasserstoff. — Beide H_2O und H_2S haben als eigentliche chemische Verbindungen **keine** Valenzen; Valenzen haben nur die Elemente, oder die Atomgruppen, welche sich verhalten wie ein Atom, z. B. die Säurereste, Säureradikale, das genannte Hydroxyl und Hydrosulfül.

Chlorwasserstoffsäure	$= HCl$	monohydrisch,	Säuren.
Salpetersäure	$= HNO_3$	monohydrisch,	
Schwefelsäure	$= H_2SO_4$	dihydrisch,	polyhydrisch. Säuren
Phosphorsäure	$= H_3PO_4$	trihydrisch,	
Kieselsäure	$= H_4SiO_4$	tetrahydrisch	

Wenn aus einem Mol. Säure aller H austritt, so entsteht der **Säurerest;** z. B.

Oxysäuren.	$HNO_3 - H = (NO_3)'$	(Oxynitril),	Säurereste.
	$H_2SO_4 - 2H = (SO_4)''$	(Oxysulfuril)	
	$H_3PO_4 - 3H = (PO_4)'''$	(Oxyphosphoril,	
Sulfosäuren.	$H_2CS_3 - 2H = (CS_3)''$		
	$H_3AsS_4 - 3H = (AsS_4)'''$		

Wenn aus einem Mol. Säure aller H mit der zur Hydroxyl (HO) oder Hydrosulfyl (HS) — Bildung nötigen Menge O oder S austritt, so entsteht das **Säureradikal;** zum Beispiel:

Oxysäuren.	$HNO_3 - HO = (NO_2)'$	(Nitril),	Radicale
	$H_2SO_4 - 2HO = (SO_2)''$	(Sulfuril),	
	$H_3PO_4 - 3HO = (PO)'''$	(Phosphoril),	
	$H_4SiO_4 - 4HO = Si^{IV}$	(Silicium), also ein einfaches Säureradikal;	
Sulfosäuren.	$H_2CS_3 - 2HS = (CS)''$		
	$H_3AsS_4 - 3HS = (AsS)'''$		

Wir können sonach obiger Definition: Oxysäuren oder Sulfosäuren sind Verb. eines elektronegativen O- oder S-haltigen Radikales mit einer äquivalenten Menge HO oder HS, nach Vorhergegangenem noch hinzufügen: — oder sie sind **Verb. der Säurereste mit einer äquivalenten Menge** H.

Wenn aus einem oder mehreren Mol. einer Oxysäure der H ganz oder teilweise mit der zur Hydroxyd (H_2O Wasser)-Bildung nötigen Menge O austritt, so entstehen im ersteren Falle **Säurenanhydride,** im letzteren dagegen **Anhydrosäuren** z. B.

$2HNO_3 - H_2O = N_2O_5$	(Salpetersäureanhydrid),	
$H_2SO_4 - H_2O = SO_3$	(Schwefelsäureanhydrid),	
$2H_3PO_4 - 3H_2O = P_2O_5$	(Pposphorsäureanhydrid),	
$H_4SiO_4 - 2H_2O = SiO_2$	(Kieselsäureanhydrid),	
$H_3PO_4 - H_2O = HPO_3$	(monohydr. od. Metaphosphorsäure),	Anhydrosäuren.
$2H_3PO_4 - H_2O = H_4P_2O_7$	(tetrahydr.- od. Pyrophosphorsäure).	
$H_4SiO_4 - H_2O = H_2SiO_3$	(dihydr. Kieselsäure),	

Die Säurenanhydride reagieren nicht sauer. Die schwächsten Säuren, wie Kohlensäure und Borsäure, zeigen nur in ihren starken Lösungen eine saure Reaktion. In der Hitze sind diejenigen Säuren die stärksten, welche am feuerbeständigsten sind, d. h., welche sich durch die Hitze am schwersten von den Salzbasen trennen. — Die Kohlensäure ist z. B. bei gewöhnlicher Temperatur stärker als die Kieselsäure, denn erstere ist im Stande, letztere aus ihren Verb. zu verdrängen; dagegen in der Hitze ist die Kieselsäure stärker, denn die Kohlensäure wird schon bei wenig erhöhter Temperatur aus ihren Verbindungen ausgetrieben.

Basen[1]) oder **Salzbasen** sind chem. Verb., welche das Vermögen haben, bei der Berührung mit den Körpern der entgegengesetzten Natur, nämlich mit den Säuren Salze zu bilden; wenn sie in H_2O löslich sind, haben sie einen brennend scharfen Geschmack, färben gelbe Pflanzenfarben, z. B. Curcumagelb, braun und stellen das durch Säuren gerötete Lackmuspapier wieder blau her.

Ihrer Zusammensetzung nach sind die Basen Verb. elektropositiver Radikale (Metalle) mit einer äquivalenten Menge (HO)′ oder (HS)′ — Sie zerfallen demnach in **Hydroxyde** oder **Oxybasen** und in **Hydrosulfide** oder **Sulfobasen.**)

Unter **Hydrizität** der Salzbasen verstehen wir die Fähigkeit derselben, — **ein oder mehrere At. H, oder ein oder mehrere Mol. HO oder HS auszutauschen — gegen eine äquivalente Menge Säureradikal** oder (im ersten Falle) **Säurerest.**

Demnach unterscheidet man **monohydrische und polyhydrische Salzbasen;** z. B.

Natriumhydroxyd	= Na'	$(HO)'$	monohydrisch,	
Bariumhydroxyd	= Ba''	$(HO)'_2$	dihydrisch,	polyhydrische Salzbasen.
Wismuthydroxyd	= Bi'''	$(HO)'_3$	trihydrisch,	
Eisenhydroxyd	= Fe^{VI}	$(HO)'_6$	hexahydrisch	

Wenn aus einem oder mehreren Mol. einer Basis aller H mit der zur Hydroxyd (H_2O) oder zur Hydro-

[1]) Basis = Grundlage.

sulfid (H_2S)-Bildung nötigen Menge O oder S austritt, so entstehen die **Anhydride** der Oxybasen **(Oxyde)** oder Sulfobasen **(Sulfide)**; z. B.

$2\,Na'\,(HO)' - H_2O = Na_2O$ (Natriumoxyd, Natron),
$Ba''\,(HO)'_2 - H_2O = BaO$ (Bariumoxyd, Barit),
$2\,Bi'''\,(HO)_3 - 3\,H_2O = Bi_2O_3$ (Wismuthoxyd),
$Fe^{VI}\,(HO)'_6 - 3\,H_2O = Fe^{VI}O_3$ (Eisenoxyd),

oder

$2\,Na'\,(HS)'$ Natriumhydrosulfid $- H_2S = Na_2S$ (Natriumsulfid),
$Ba'\,(HS)'_2$ Bariumhydrosulfid $- H_2S = BaS$ (Bariumsulfid),
$2\,Bi'''\,(HS)'_3$ Wismuthhydrosulfid $- 3H_2S = Bi_2S_3$ (Wismuthsulfid),
$Fe^{VI}(HS)'_6$ Eisenhydrosulfid $- 3H_2S = Fe^{VI}S_3$ (Eisensulfid),

Tritt dagegen aus einem oder mehreren Mol. einer Basis nicht aller H mit der zur H_2O-Bildung nötigen Menge O aus, so entsteht eine **Anhydrobasis**, z. B.

$Bi'''\,(HO)'_3 - H_2O = Bi\begin{cases}(HO)\\ O\end{cases}$ Wismuthanhydroxid
$Fe^{VI}\,(HO)'_6 - H_2O = Fe^{VI}\begin{cases}O\\ (HO)'_4\end{cases}$ tetrahydrisches Anhydroxyd des Fe
} Anhydrobasen

Aehnliches gilt für die Sulfobasen.

Bildet ein Metall 2 Salzbasen, so nennt man diejenige, welche weniger (HO)' besitzt, in welcher also das Radikal mit einer geringeren Valenz auftritt, **Hydroxydul**, die andere dagegen **Hydroxyd**;

z. B. $Fe''\,(HO)_2' =$ Eisenhydroxydul, Ferrohydroxyd,
$Fe^{VI}\,(HO)_6' =$ Eisenhydroxyd, Ferrihydroxyd.

Die Anhydride der Hydroxydule heißen **Oxydule**, die der Hydroxyde dagegen **Oxyde**; z. B.

z. B. $Fe''\,(HO)_2' - H_2O - FeO$, Eisenoxydul,
$Fe^{VI}\,(HO)_6' - 3\,H_2O - Fe^{VI}O_3$, Eisenoxyd.

In Beziehung ihrer Löslichkeit können wir die Salzbasen einteilen in lösliche und unlösliche; von den löslichen unterscheiden wir leicht und schwer lösliche Salzbasen. Zu den ersteren gehören:

die **Alkalien** [1]), nämlich KHO, NaHO LiHO und Ammonium-Hydroxyd (H_4N) HO; zu den letzteren rechnet man:

die **alkalischen** Erden: Ca $(HO)_2$, Ba $(HO)_2$, Sr $(HO)_2$ und Mg $(HO)_2$.

Die unlöslichen Salzbasen teilen wir in farblose d. s.

die reinen Erden, darunter ist die wichtigste, das Alumniumhydroxyd $= Al^{VI}\,(HO)_6'$; — und in verschieden gefärbte, d. s.

die Hydroxyde der schweren Metalle; z. B. Cu $(HO)_2$ Fe^{VI} $(HO)_6$ Pb $(HO)_2$, Bi $(HO)_3'$.

---

[1]) Alkali vom arabischen al und Kalaja oder Kaljum, im Arabischen gewisse Pflanzen, aus deren Asche Pottasche bereitet werden kann.

Salze entstehen durch die Berührung der Säuren mit den Basen. Durch Einwirkung einer **Haloid**- oder Wasserstoffsäure auf eine Basis entsteht ein **Haloidsalz**; z. B.

$H\,Cl$ Chlorwasserstoffsäure	$+ Na(HO)'$	$= Na\,Cl$ Na-chlorid	Haloidsalze	$+ H_2O$
$2\,H\,Cl$	$+ Cu''(HO)'_2$	$= Cu''\,Cl_2'$ Cu-chlorid		$+ 2H_2O$
$2\,H\,J$ Jodwasserstoff.	$+ Pb''(HO)'_2$	$= Pb''\,J'_2$ Pb-jodid		$+ 2H_2O$
$H\,Cl$	$+ Na(HS)'$ Na-Hydrosulfid	$= Na\,Cl$ Na-chlorid		$+ H_2S$

Die Haloydsalze sind also Verb. der Metalle mit einer äquiv. Menge eines halogenen Elementes. **Oxysalze** und **Sulfosalze** entstehen durch die Einwirkung einer Oxysäure oder Sulfosäure auf eine Basis; z. B.

$$H(NO_3) \;+\; Na(HO) = Na(NO_3) \;+\; H_2O$$

Na-nitrat — Hydroxyd oder Wasser.

$$H_2(CS_3)'' \;+\; 2\,Na(HS) = Na_2(CS_3)'' \;+\; H_2\,S$$

Sulfocarbonsäure, Na-Hydrosulfid, Na-sulfocarbonat, Hydrosulfid oder Schwefelwasserstoff.

Die Oxy- und Sulfosalze sind daher Verb. der Metalle mit einer äquiv. Menge sauerstoffhaltigem oder schwefelhaltigem Säurerest. Die Entstehung eines Salzes kann man sich auf dreifache Weise veranschaulichen, nämlich:

1. dadurch, daß der H der Säure ersetzt wird durch eine äcquiv. Menge **Metall der Basis**; z. B.

$$\mathbf{H}_2\,SO_4 + 2\,\mathbf{K}\,KO = K_2\,SO_4 + 2\,H_2O$$

K-sulfat

$$2\,\mathbf{H}_3\,PO_4 + 3\,\mathbf{Ca}''\,(HO)_2'' = Ca_3\,(PO_4)^2 + 6\,H_2O$$

Ca-phosphat

2. dadurch, daß der H der Basis ersetzt wird durch eine äquiv. Menge **Säureradical**; z. B.

$$K\,(\mathbf{H}O)' + HNO_3\;(= HO.\;\mathbf{NO}_2) = KNO_2O = KNO_3 + H_2O$$

oder 3. dadurch, daß das (HO)' oder (HS)' der Basis ersetzt wird durch eine äquiv. Menge **Säurerest**;

z. B. $K\,(\mathbf{HO})' + H\mathbf{NO}_3 = KNO_3 + H_2O$

$$2\,Na\,(\mathbf{HS})' + H_2\,(CS_3)'' = Na_2\,(CS_3)'' + 2\,H_2S$$

Den bei der Salzbildung stattfindenden Prozeß nennt man das **Neutralisiren** von Säuren und Basen; **Neutralsalze** nennt man diejenigen, welche weder sauer noch basisch reagiren.

Neutrale Salze entstehen nur dann, wenn Säuren und Basen von gleicher Stärke auf einander einwirken; also bei der Vereinigung starker Säuren mit starken Basen, oder von schwachen Säuren mit schwachen Basen, im entgegengesetzten Falle zeigen die Salze entweder eine saure oder basische Reaktion; z. B. Aluminiumsulfat, Ferrisulfat 2c. reagiren sauer; Kaliumcarbonat, Kaliumsilikat reagiren basisch.

Ein **normales** Salz entsteht, wenn aller H der Säure durch eine äquivalente Menge Metall, oder wenn aller H der Basis durch eine äquiv. Menge Säureradikal, oder endlich, wenn alles HO der Basis durch eine äquiv. Menge Säurerest ersetzt wird

Ein **saures** Salz entsteht, wenn **nicht** aller H der Säure ersetzt wird, durch eine äquivalente Menge Metall.

Ein **basisches** Salz entsteht, wenn **nicht** alles HO der Basis ersetzt wird, durch eine äquivalente Menge Säurerest; z. B.:

$$H_2SO_4 + K(HO) = K_2SO_4 + H_2O$$
(normales K-sulfat)

$$H_2SO_4 + K(HO) = KHSO_4 + H_2O$$
(saures K-sulfat)

$$HNO_3 + Pb(HO)_2' = Pb\left\{\begin{matrix} HO \\ NO_3 \end{matrix}\right. + H_2O$$
(basisch Pb-nitrat)

Wenn der H einer polyhyd. Säure durch zwei Metalle ersetzt wird, entstehen **Doppelsalze**; z. B.

$$K(HO) + Na(HO) + H_2SO_4 = \left.\begin{matrix} K \\ Na \end{matrix}\right\} SO_4 + H^2O$$
(Ka-Na-sulfat)

$$Al^{VI}(HO)_6 + 2K(HO) + 4H_2SO_4 = \left.\begin{matrix} K_2 \\ Al^{VI} \end{matrix}\right\} (SO^4)_4 + 8H_2O$$
Al-Hydroxyd (K-Al-sulfat)

Die Salze können wir benennen entweder nach ihren Säuren oder nach ihren Basen; im ersteren Falle sprechen wir z. B. von salpetersauren Salzen u. s. w., im letzteren von Kalksalzen 2c.

Schließlich seien hier noch die wissenschaftlichen Benennungen der wichtigsten Salzgruppen angegeben:

Perchlorate	d. s.	überchlorsaure Salze
Chlorate	„	chlorsaure „
Chlorite	„	unterchlorigs. „
Chloride	„	Haloidsalze des Cl, [1]
Bromide	„	„ „ Br, [2]
Jodide	„	„ „ J [3]
Sulfate	„	schwefelsaure Salze,
Sulfite	„	schwefeligsaure „
Hyposulfite	„	unterschwefeligsaure Salze,
Nitrate	„	salpetersaure „
Nitrite	„	salpetrigsaure „
Phosphate	„	phosphorsaure „
Phophite	„	phosphorigsaure „
Hypophosphite	„	unterphosphorigs. „
Borate	„	borsaure Salze
Carbonate	„	kohlens. „
Silicate	„	kiesels. „
Cyanate	„	cyans. „
Acetate	„	essigs. „
Oxalate	„	oxals. „
Butyrate	„	butters. „
Malate	„	äpfels. „
Tartrate	„	weins. „
Stearinate	„	stearins. „
Palmitinate	„	palmitins. „

[1]) Chloride heißen eigentlich die Verb. des Cl mit den Elementen überhaupt; gewöhnlich verstehen wir jedoch unter Chloriden die Verb. des Cl mit den Metallen.

[2]) Für die Bromide gilt dasselbe;

[3]) Für die Jodide, Fluoride und Sulfide, in letzterer Beziehung ein ähnliches.

Zusammenstellung

der

wichtigsten chemischen Prozesse

in Formeln,

samt einigen stöchiometrischen Aufgaben
und erläuternden Bemerkungen.

Unorganische Chemie.

I. Die elektronegativen Elemente oder Nichtmetalle.

Wasserstoff. Hydrogenium.[1]) H.

Atomgewicht = 1.

1. **Darstellung des Wasserstoffs**[2]) **durch Zersetzung des Wassers.**

a. Durch die Elektrolyse, d. i. die Zersetzung des H_2O mittelst der Elektrizität.

b. Mittelst Natrium.

$$Na + H_2O = NaHO + H$$

Natrium — Wasser — Natriumhydroxyd[3])

c. Mittelst Eisen.

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4\,^{4)} + 8H$$

Eisen — Wasser — Eisentetroxyd

2. **Darstellung des Wasserstoffes aus Schwefelsäure**[5]) (**oder Chlorwasserstoff- d. i. Salzsäure**) **mittelst Zink oder Eisen.**

a) $Zn'' + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H$; oder

Zink — Schwefelsäure — Zinksulfat

b) $Zn'' + 2HCl = ZnCl_2 + 2H$;

Chlorwasserstoff[6]) — Zinkchlorid

---

[1]) Hydrogenium von hydor, Wasser und gennaein, erzeugen also Wassererzeuger.

[2]) Beim Entzünden des H beobachte man die größte Vorsicht, wegen der Bildung von Knallgas.

[3]) Na HO, Na-Hydroxyd oder **Aetznatron**, gibt in H_2O gelöst die Natronlauge. Na = Natrium; Na_2O = Natriumoxyd oder **Natron.**

[4]) Fe_3O_4 d. i. Eisentetroxyd oder Eisenoxydul (Fe O)—Oxyd ($Fe^{VI}O_3$).

[5]) Diesen Säuren muß man etwas H_2O zusetzen, damit sich das gebildete $ZnSO_4$ oder $ZnCl_2$ lösen kann, indem sonst diese Salze das Zn mit einer für die Säuren undurchdringlichen Schichte überziehen und die Gasentwicklung unterbrochen wird.

[6]) Beim ersten Prozesse wurde auf 1 At. Zn—1 Mol. H_2SO_4 verlangt, während im zweiten Falle 2 Mol. H Cl erforderlich sind, denn die H_2SO_4 ist dihydrisch, die H Cl dagegen monohydrisch.

c) $Fe'' + H_2SO_4 = Fe''SO_4 + 2H$; oder
Eisen Eisensulfat, Ferrosulfat[1])

d) $Fe'' + 2HCl = Fe''Cl_2 + 2H$.
Eisenchlorür,[2]) Ferrochlorid

Aufgabe.

Wie viel Schwefelsäure und Zink braucht man um den nötigen Wasserstoff herzustellen zur Füllung eines Gasometers von 1 cm Inhalt?

Auflösung. 1 cm H_2O = 1000 cdm = 1000 Ltr. = 1000 kg

1 cm Wasser wiegt also 1000 kg; da aber die Luft 770mal leichter ist als das Wasser, so wiegt 1 cm Luft nur den 770. Teil.

Wenn nun das spez. Gewicht des Wasserstoffes = 0,068 (nach Luft = 1) ist, so wiegt also

1 cm Wasserstoff $= \frac{1000 \cdot 0{,}068}{770} = 0{,}08837$ kg

folglich haben wir die Aufgabe:

Wie viel braucht man Zink und Schwefelsäure zu 0,08837 kg Wasserstoff?

Der zur Durchführung der Aufgabe nötige Prozeß lautet:

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + 2H$$

wir brauchen also für den 1. Teil der Aufgabe das Gewicht von 1 Mol. H_2SO_4 und das G. von 2 At. H daher:

$$2H = 2 \cdot 1 = 2 \qquad 2H = 2$$
$$S = 32$$
$$4O = 4 \cdot 16 = 64$$
$$H_2SO_4 = 98$$

und es ergibt sich die Proportion: 98 Gewichtsteile (= Gew.) H_2SO_4 braucht man, um 2 Gw. H darzustellen, folglich braucht man X Teile H_2SO_4 um 0,0883 Teile H zu erhalten, also:

$$98 : 2 = x : 0{,}0883$$
$$x = 4{,}3267 \text{ kg Schwefelsäure.}$$

Zur Berechnung für die angewendete Menge Zink sagt uns obiger chem. Prozeß, daß man mittelst 1 At. Z — 2 At. H erhält, folglich braucht man das G. von 1 At. Zn und 2 At. H:

$$Zn = 65 \qquad 2H = 2$$

also: $65 : 2 = x : 0{,}0883$

[1]) $Fe''SO_4$ d. i. schwefelsaures Eisenoxydul oder Ferrosulfat, zum Unterschiede vom schwefelsauren Eisenoxyd oder Ferrisulfat $\overline{Fe}^{VI}(SO_4)''_3$.

[2]) $FeCl_2$ d. i. Eisenchlorür oder Ferrochlorid, zum Unterschiede vom Eisenchlorid oder Ferrichlorid $\overline{Fe}^{VI}Cl_6$.

diese Proportion in Worten gelesen, heißt also: 65 Gw. Zn braucht man zu 2 Gw. H, — folglich X Gw. Zn zu 0,0883 Gw. H; daraus ergibt sich:

$$x = 2,8697 \text{ kg Zink.}$$

Chlor.[1]) Chlorum. Cl.

Atomgewicht = 35,5.

1. Darstellung des Chlors durch Einwirkung von Chlorwasserstoff auf Mangansuperoxyd bei gelinder Wärme.

Schon bei gewöhnlicher Temperatur bildet sich hiebei neben Wasser — Mangantetrachloryd.[2])

$$\underset{\text{Mangansuperoxyd}}{Mn\,O_2} + 4\,H\,Cl = \underset{\text{Mangantetrachlorid}}{Mn\,Cl_4} + 2\,H_2\,O$$

---

[1]) Von chloros, grüngelb, also nach seiner Farbe so genannt.

[2]) Mit Ausnahme der Verb. des Cl mit dem O nennt man die Chlorverbindungen im allgemeinen **Chloride**; im engeren Sinne verstehen wir unter Chloriden die Verb. der Metalle mit Cl und davon heißen wir diejenige, eines und desselben Metalles, in welcher das Metall geringwertiger auftritt — **Metallchlorür**, dagegen diejenige, in welcher dasselbe Metall höherwertig auftritt — **Metallchlorid**; z. B.

Eisenchlorür, $Fe'' Cl_2$ — Eisenchlorid, $\text{Fe}^{VI} Cl_6$

Manganchlorür, $Mn\,Cl_2$ — Manganchlorid, $\text{Mn}^{IV} Cl_6$

Chloride werden erhalten:

1. Durch direkte Einwirkung von Cl auf P, S, As und viele andere Metalle, besonders wenn man über diese Körper im erwärmten Zustande Chlorgas leitet.

2. Durch Leiten von Cl über erhitzte Oxyde; z. B.

$$\underset{\text{Ca-oxyd}}{Ca\,O} + 2\,Cl = \underset{\text{Ca-chlorid}}{Ca\,Cl_2} + O$$

3. Durch Einwirkung von H Cl auf Metalle, Hydroxyde, Sulfide oder Karbonate; z. B.

a. $Zn + 2\,H\,Cl = Zn\,Cl_2 + 2\,H$

b. $Fe^{VI}(HO)_6 + 6\,H\,Cl = Fe^{VI}\,Cl_6 + 6\,H_2\,O$

c. $\underset{\text{Sb-trisulfid}}{Sb_2''' S_3''} + 6\,H\,Cl = \underset{\text{Sb-trichlorid}}{2\,Sb\,Cl_3} + 3\,H_2\,S$

d. $\underset{\text{Ca-carbonat}}{Ca\,CO_3} + 2\,H\,Cl = Ca\,Cl_2 + \underset{\text{Kohlensäureanhydrid}}{CO_2} + H_2\,O$

Durch Einwirkung der Hitze zerfällt das $Mn\ Cl_4$ in Mangandichlorid und freies Chlor:

$$Mn\ Cl_4 = Mn''\ Cl_2 + 2\ Cl$$

Mangandichlorid

2. **Statt der Chlorwasserstoffsäure wendet man häufig eine Mischung von Kochsalz, Mangansuperoxyd und Schwefelsäure an:** [1])

$$2\ Na\ Cl + 2\ H_2\ SO_4 + Mn\ O_2 =$$

Kochsalz

$$Mn''SO_4 + Na_2\ SO_4 + 2\ H_2\ O + 2\ Cl$$

Mangansulfat normales Natriumsulfat

3. **Kann das Cl auch dargestellt werden, durch Einwirkung von Schwefelsäure und Salzsäure auf Mangansuperoxyd oder Braunstein:**

$$Mn\ O_2 + 2\ H_2SO_4 + 2\ H\ Cl =$$
$$Mn\ SO_4 + 2\ H_2O + 2\ Cl$$

---

[1]) Diese Art der Darstellung des Cl ist in sofern vorteilhaft, als die Gasentwicklung langsam vor sich geht.

Vor den Wirkungen des Chlorgases kann man sich schützen, indem man mehrfach zusammengelegte, mit Alkohol befeuchtete und dann gelinde ausgedrückte Leinwand, auch wohl auf diese Weise behandelten Badeschwamm, vor Mund und Nase bindet.

Einer Temperatur von — 35° ausgesetzt, geht das Cl in eine gelbe Flüssigkeit über, die schwerer ist als H_2O.

[2]) Gestützt auf obigen Prozeß, wendet man das Cl als **indirektes Oxydationsmittel** d. h. als Mittel an, andere Körper mit O zu verbinden. — Darauf beruht auch die Eigenschaft des Cl bei Gegenwart von H_2O Pflanzenfarbstoffe zu bleichen, sowie Geruchs- und Ansteckungsstoffe zu zerstören:

Feuchte Stoffe werden durch Cl **rasch** gebleicht; **trockene** Stoffe durch **trockenes** Cl **nicht** oder doch nur äußerst wenig und langsam.

Gebleichter Zeug färbt Lackmusblau rot, es hat sich H Cl gebildet, nun wirkt aber Cl direkt nicht bleichend, H Cl auch nicht, ebensowenig H_2O, es kann also nur der O sein, der den Farbstoff zerstört.

Gestützt wird diese Annahme auf die Thatsache, daß auch in der Luft bei der sogenannten **Rasenbleiche** die Farbstoffe allmählig zerstört werden, sowie durch die Beobachtung, daß beim Durchleiten des elektrischen Stromes durch H_2O, welches mit Lackmus gefärbt ist, die Färbung am O Pol **alsbald verschwindet**, — wahrscheinlich bildet sich in **allen diesen Fällen Ozon.**

Das Chlor zersetzt unter Einwirkung des Sonnenlichtes das Wasser:

$$H_2O + 2Cl = 2HCl + O$$ [2])

Darstellung der Chlorwasserstoff- oder Salzsäure, HCl, durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Kochsalz, d. i. Natriumchlorid.

$$\underset{\text{Kochsalz}}{2NaCl} + H_2SO_4 = \underset{\text{normales Natriumsulfat}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{Salzsäure}}{2HCl}$$

Aufgaben.

1. Wie viel Salzsäure braucht man, um 1 Pfund Braunstein zu zerlegen?

Auflösung.

Zur Durchführung der Aufgabe brauchen wir den chemischen Prozeß. Zur Veranschaulichung desselben nehmen wir auf:

$$\underset{\text{Mn-superoxyd}}{MnO_2} + 4HCl = \underset{\text{Manganbichlorid}}{Mn''Cl_2} + 2H_2O + 2Cl$$

Dieser Prozeß sagt aus, daß man zur Zersetzung von 1 Mol. MnO_2 — 4 Mol. HCl benötiget, folglich brauchen wir das Gewicht von 1 Mol. MnO_2 und von 4 Mol. HCl:

Mn = 55		4 H = 4 . 1	= 4
2 O = 32		4 Cl = 4 . 35,5	= 142
MnO_2 = 87		4 H Cl	= 146

und es ergibt sich die Proportion: 146 Teile HCl braucht man um 87 Teile MnO_2 zu zersetzen, folglich x Teile HCl zur Zersetzung von 1 Teil MnO_2[1]) — also

$$146 : 87 = x : 1$$
$$x = 1,7 \text{ Pfd. Salzsäure.}$$

2. Wie viel Schwefelsäure und Braunstein braucht man, um mittelst 1 Pfund Kochsalz Chlor zu entwickeln?

---

[1]) Obige, bez. ähnliche Worte der Erklärung können wir zur Erläuterung und Verständlichmachung einer jeden stöchiometrischen Aufgabe benützen.

Auflösung.

Nach obigem Prozesse brauchen wir:

$Na = 23$	$2\,H = 2\,.\,1 = 2$
$Cl = 35{,}5$	$S = 32$
$Na\,Cl = 58{,}5$	$4\,O = 4\,.\,16 = 64$
	$H_2\,SO_4 = 98$

folglich ergibt sich: $58 : 98 = 1 : x$

$x = 1{,}7$ Pfd. Schwefelsäure.

Für den zweiten Teil der Rechnung erhalten wir:

$Mn = 55$	$2\,Na = 2\,.\,23 = 46$
$2\,O = 2.\,16 = 32$	$2\,Cl = 2\,.\,35{,}5 = 71$
$Mn\,O_2 = 87$	$2\,Na\,Cl = 117$

daher: $87 : 117 = x : 1$

$x = 0{,}7$ Pfd. Braunstein.

3. Wenn Wasser das 400fache Vol. Salzsäure absorbirt, wie viel kg Kochsalz und Schwefelsäure gebraucht man zur Darstellung der Salzsäure, welche von 250 Ltr. Wasser absorbirt wird? Wie viel kryst. Glaubersalz $Na_2\,SO_4 + 10\,H_2O$ erhält man hiebei als Nebenprodukt?

Auflösung.

1 Ltr. Wasser absorbirt 400 Ltr. Salzsäuregas, also 250 Ltr. Wasser absorbieren 250. 400 Ltr. Salzsäure = 100,000 Ltr.; nun wiegt aber

1 Liter Wasser = 1000 Grm.; und
1 „ Luft = $\frac{1000}{770}$ Grm.; ferneres
1 „ Salzsäure = $\frac{1000}{770}\,.\,1{,}25 = 1{,}62$ Grm.;

also wiegen:

100,000 Ltr. Salzsäure $100{,}000\,.\,1{,}62 = 162{,}000$ Grm. $= 162$ kg.

Obiger Prozeß der Salzsäure-Gewinnung sagt uns, daß man durch die gegenseitige Einwirkung von je 2 Molek. Kochsalz und 1 Molek. Schwefelsäure — 1 Molek. Glaubersalz d. i. normales Na-sulfat $Na_2\,SO_4$ und 2 Molek. Salzsäure erhält; daher haben wir:

a) $H = 1$	$Na = 23$
$Cl = 35{,}5$	$Cl = 35{,}5$
$H\,Cl = 36{,}5$	$Na\,Cl = 58{,}5$

und: $36{,}5 : 58{,}5 = 162 : x$
$x = 259{,}64$ kg Kochsalz

b)

$$\begin{array}{rl} 2\,H = 2\,.\,1 = & 2 \\ S = & 32 \\ 4\,O = 4\,.\,16 = & 64 \\ \hline H_2SO_4 = & 98 \end{array} \qquad \begin{array}{rl} 2\,H = & 2 \\ 2\,Cl = 2\,.\,35{,}5 = & 71 \\ \hline 2\,H\,Cl = & 73 \end{array}$$

$98 : 73 = x : 162$
$x : 217{,}5$ kg Schwefelsäure.

Da endlich nach dem krystalisirten Glaubersalz als Nebenproduckt gefragt ist, so brauchen wir dessen Formel, welche lautet: $Na_2SO_4 + 10\,H_2O$ und es ergibt sich:

c)

$$\begin{array}{rl} 2\,Na = 2\,.\,23 = & 46 \\ S = & 32 \\ 4\,O = 4\,.\,16 = & 64 \\ \hline Na_2SO_4 = & 142 \\ 20\,H = 20\,.\,1 = & 20 \\ 10\,O = 10\,.\,16 = & 160 \\ \hline Na_2SO_4 + 10\,H_2O = & 322 \end{array}$$

$$\begin{array}{rl} 2\,H = & 2 \\ 2\,Cl = & 71 \\ \hline 2\,H\,Cl = & 73 \end{array}$$

$73 : 322 = 162 : x$
$x = 714{,}5$ kg krystall. Glaubersalz.

Wie kann man die Bestandteile der HCl nachweisen?

Dieses kann mittelst eines einfachen elektrolytischen Apparates geschehen; leitet man nämlich den elektrischen Strom durch wässerige HCl, so wird dieselbe zersetzt, an dem einen Pol sammelt sich der H an dem anderen das Cl, welche beide durch ihre Eigenschaften — Farblosigkeit und Brennbarkeit, Geruch und bleichende Wirkung auf Lackmuspapier — leicht zu erkennen sind.

Wie beweist man aber, daß die Salzsäure nur aus Cl und H besteht?

Dies geschieht einfach dadurch, daß man sie aus ihren Elementen herstellt. Zu diesem Zwecke bringt man das Gasentwicklungsrohr mit einer Wasserstoffflamme in

einen geräumigen Zylinder mit Chlorgas, u. es bildet sich ein farbloses, sauerschmeckendes, an der Luft rauchendes Gas, mit dem bekannten Geruch nach Salzsäure; bringt man in den Cylinder etwas H_2O und schüttelt, so erzeugt Silbernitrat in einer Probe dieser Flüssigkeit — einen weißen in Salmiakgeist auflöslichen Niederschlag von AgCl. —

Oxydationsstufen des Chlors.

Unterchlorigsäureanhydrid	Cl_2O
Chlorigsäureanhydrid	Cl_2O_3
Chlorperoxyd	ClO_2
Clorsäureanhydrid	Cl_2O_5
Ueberchlorsäureanhydrid	Cl_2O_7

Durch die Verbindung obiger Anhydride mit H_2O entstehen die Säuren selbst:

$H_2O + Cl_2O = H_2Cl_2O_2 = HClO$ **Unterchlorige Säure;**
$H_2O + Cl_2O_3 = H_2Cl_2O_4 = HClO_2$ = **Chlorige Säure;**
$H_2O + Cl_2O_5 = H_2Cl_2O_6 = HClO_3$ = **Chlorsäure;**
$H_2O + Cl_2O_7 = {}_2HCl_2O_8 = HClO_4$ = **Ueberchlor-Säure**

Die wichtigsten unterchlorigsauren Salze sind das unterchlorigsaure Natrium oder **Natriumshypochlorit,** NaClO und das unterchlorigsaure Kalium oder **Kaliumhypochlorit,** KClO. Beide erhält man, gemengt mit Chloriden, wenn man Cl in eine Lösung des betreffenden Hydroxyds leitet; z. B.

$$2\,KHO + 2\,Cl = KCl + KClO + H_2O$$

Die Lösungen dieser Salzgemenge dienen unter dem Namen Javell'sche und Labaraque'sche Lauge als Fleckenwasser, besonders gegen Obst- und Weinflecke in weißer Wäsche.

Weiters wichtig ist das **chlorsaure Kalium** oder **Kaliumchlorat,** $KClO_3$.

Dasselbe wird erhalten durch Einleiten von Cl in eine Lösung von KHO, dabei bildet sich:

$$6\,KHO + 6\,Cl = 3\,KCl + 3\,H_2O + 3\,KClO$$

durch Kochen wird letzteres weiters zersetzt:

$$3\,KClO = 2\,KCl + KClO_3$$ [1]

Kochsalz[2])

ein **Haloisalz,** ist eine Verb. des Cl mit dem Metalle Na; es läßt sich dieses leicht dadurch beweisen, daß man eine kleine Probe geschmolzenes und fein zerstoßenes Salz, durch einen sehr kräftigen galvanischen Strom zersetzt, es zeigt sich am positiven Pol, das durch den Geruch und Lackmuspapier erkennbare Cl, während an dem negativen Pol glänzende Kügelchen von Na sichtbar werden.

Wie beweist man aber, daß das Kochsalz nur aus Cl u. Na besteht?

Dieses kann geschehen durch die direkte Verb. beider, wenn man nämlich Na in eine Flasche mit Cl eintaucht, so vereinigen sich beide nach und nach mit einander; schneller geht solches, wenn man Chlorgas durch eine Röhre mit Na leitet und erstere von außen erhitzt wird.

Brom. Bromum.[3]) Br.

Atomgewicht = 80.

Gewinnung des Broms aus Brommagnesium, mittelst Schwefelsäure und Braunstein:

$$Mg\,Br_2 + 2\,H_2\,SO_4 + Mn\,O_2 =$$

Magnesiumbromid.

---

[1]) Soll wegen seiner leichten Explodierbarkeit nicht mit S, Kohle oder Metallsulfiden zusammengerieben werden.

[2]) Das Kochsalz ist in der Natur sehr verbreitet und findet sich **fest** als Steinsalz (Wieliczka, Hallein, Haßfurt, Berchtesgaden) und zwar entweder rein oder häufiger mit Gips, Thon, Eisenoxyd ꝛc. oder es findet sich in H_2O gelöst, als natürliche Salzsoolen (Salzquellen), dann im Meerwasser, und fast in allen Mineralwässern; Spuren davon zeigen sich auch in manchem schlechten Brunnenwasser und können solche, wenn sie auch noch so gering sind, durch Silbernitrat nachgewiesen werden. Es zeigt sich nämlich im gegebenen Falle eine milchige Trübung von dem sich gebildeten Ag Cl, welche auf Zusatz von Salmiakgeist sofort wieder verschwindet, in dem sich das Ag Cl löst.

Salinen, in welchen die Salzsoole eingesotten wird, haben wir in Rosenheim, Traunstein; in Reichenhall sind Gradier-Häuser, in welchen die zu schwache Soole nicht nur concentrierter, sondern auch reiner erhalten wird, indem sich der Gips ausscheidet und die Reiser überzieht.

[3]) Von Bromos, Gestank.

$$Mn'' SO_4 + Mg SO_4 + 2 H_2 O + 2 Br$$
Mangansulfat. Magnesiumsulfat.

Darstellung des Bromwasserstoffes, HBr, durch Einwirkung von Schwefelsäure oder Phosphorsäure auf Kaliumbromid:

$$K Br + H_3 PO_4 = K H_2 PO_4 + H Br$$
Kaliumbromid. Phosphorsäure. Saures Kaliumphosphat.

oder

$$K Br + H_2 SO_4 = K H SO_4 + H Br$$
Saures Kaliumsulfat.

Bromwasserstoffsäure bildet sich ferners bei der Einwirkung von Wasser auf gewisse Bromide, z. B. die des Phosphors:

$$P Br_3 + 3 H_2 O = H_3 PO_3 + 3 H Br$$
Phosphorbromid. Phosphorige Säure.

Eine Lösung von Bromwasserstoffsäure erhält man, indem man durch Wasser, in welchem sich Brom suspendirt befindet, — Schwefelwasserstoff leitet:

$$H_2 S + 2 Br = S + H Br$$

Jod.[1]) Jodum. J.

Atomgewicht = 127.

Gewinnung des Jods aus dem Jodnatrium der Mutterlauge der Asche des Seegrases durch Behandeln mit Schwefelsäure und Mangansuperoxyd:

$$2 Na J + 2 H_2 S O_4 + Mn O_2 =$$
Natriumjodid.

$$Mn'' SO_4 + Na_2 S O_4 + 2 H_2 O + 2 J$$
Mangansulfat. Norm. Natriumsulfat.

Aus der Lösung eines Jodids wird das Jod auf Zusatz von Eisenchlorid frei:

$$2 K J + Fe^{VI} Cl_6 = Fe'' Cl_2 + 2 K Cl + 2 J$$
Kaliumjodid. Eisenchlorid. Eisenchlorür. Kaliumchlorid.

---

[1]) von jodos, veilchenblau.

Darstellung der Jodwasserstoffsäure, HJ, durch Einwirkung von Phosphorsäure auf Jodkalium:

$$KJ + H_3PO_4 = KH_2PO_4 + HJ$$

Jodkalium. Phosphorsäure. Saures Kaliumphosphat.

Fluor. Fluor. Fl.

Atomgewicht = 19.

Darstellung der Fluorwasserstoffsäure, HFl, aus Flußspath (Calciumfluorid) vermittelst Schwefelsäure:

$$CaFl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HFl$$

Calciumfluorid. Calciumsulfat.

Die Fluorwasserstoff- oder Flußsäure löst Kieselsäureanhydrid auf, unter Bildung von Siliciumfluorid:

$$SiO_2 + 4HFl = SiFl_4 + 2H_2O$$

Kieselsäureanhydrid. Siliciumfluorid.

Sauerstoff. Oxygenium. O.

Atomgewicht = 16.

Darstellung desselben

1. durch Erhitzen von Quecksilberoxyd:

$$HgO = Hg + O$$

Quecksilberoxyd. Quecksilber.

2. durch Erhitzen von Kaliumchlorat:

Hiebei tritt zuerst nur eine teilweise Zersetzung des Salzes ein und es bildet sich neben freiwerdendem Sauerstoff, — Kaliumchlorid und Kaliumperchlorat:

$$2KClO_3 = KCl + KClO_4 + 2Cl$$

Kaliumchlorat. Kaliumchlorid. Kaliumperchlorat.

In Folge gesteigerter Hitze tritt endlich eine gänzliche Zersetzung ein:

$$KClO_4 = KCl + 4O$$

3. aus Braunstein oder Mangansuperoxyd[1]) **und zwar**

a) **durch Erhitzen für sich:**

$$3\,Mn\,O_2 = Mn_3\,O_4 + 2\,O$$
Mangansuperoxyd. Mangantetroxyd.

b) **mittelst Schwefelsäure:**

$$Mn\,O_2 + H_2\,SO_4 = Mn''\,SO_4 + H_2\,O + O$$
Mangansulfat.

---

[1]) Einen mit O verbundenen Körper nennt man, wie schon früher angegeben, einen **oxydierten** oder ein **Oxyd**; man kann die Oxyde einteilen in:

1. **Saure Oxyde**, welche mit $H_2\,O$ verbunden **Säuren** bilden (Säurenanhydride), z. B.

$$S\,O_3 + H_2\,O = H_2\,SO_4$$

und sich mit einer Basis direkt unter Abscheidung von $H_2\,O$ zu einem Salze verbinden; z. B.

$$S\,O_3 + Ca\,(HO)_2 = Ca\,SO_4 + H_2\,O$$
Ca-sulfat.

2. **Basische Oxyde**, welche mit $H_2\,O$ verbunden **Basen** bilden (Basenanhydride), z. B.

$$K_2\,O + H_2\,O = 2\,K\,HO,$$
$$Bi_2\,O_3 + 3\,H_2\,O = 2\,Bi\,(HO)_3,$$
$$Fe^{VI}\,O_3 + 3\,H_2\,O = Fe^{VI}\,(HO)_6$$

und welche sich bei der Berührung mit einer Säure, unter Abscheidung von $H_2\,O$ direkt zu einem Salze verbinden können; z. B.

$$K_2\,O + 2\,H\,NO_3 = 2\,K\,NO_3 + H_2\,O$$
K-nitrat.

$$Bi_2\,O_3 + 6\,H\,NO_3 = 2\,Bi'''(NO_3)'_3 + 2\,H_2\,O$$
normales Bi-nitrat.

$$Fe^{VI}\,O_3 + 3\,H_2\,SO_4 = Fe^{VI}\,(SO_4)_3 + 3\,H_2\,O$$
Ferrisulfat.

3. **Indifferente Oxyde**, welche sich weder mit Basen noch mit Säuren, unter Abscheidung von $H_2\,O$ zu Salzen verbinden, z. B. Kohlenoxyd, CO; Stickstoffoxyd, NO; Mangansuperoxyd, $Mn\,O_2$ u. m. a.

Die Oxyde können dargestellt werden:

1. **Durch direkte Oxydation**, wenn mar z. B. S, P, As, K, Na, Mg, Pb, Zn, Hg, Fe 2c. im O oder an der Luft erhitzt.

Aufgaben.

1. Wie viel Gramm Sauerstoff und Quecksilber sind in 100 Gramm Quecksilberoxyd enthalten?

Auflösung.

Nach obigem Prozesse haben wir:

$$\begin{array}{rcll} Hg & = & 200 & \\ O & = & 16 & \\ \hline Hg\,O & = & 216 & \qquad O = 16 \end{array}$$

folglich: $216 : 16 = 100 : x$

$x = 7{,}4$ Grm. Sauerstoff.

ferners: $216 : 200 = 100 : x$

$x = 92{,}6$ Grm. Quecksilber.

2. Wie viel Kaliumchlorat gebraucht man zur Darstellung von 26,47 Grm. Sauerstoff:

Auflösung.

$$K\,Cl\,O_3 = K\,Cl + 3\,O$$

Kaliumchlorat.

---

2) Durch Behandeln mit O reichen, leicht reduzierbaren Körpern wie Chlorate, Nitrate, Permanganate, Perchlorate;

z. B. $2\,Fe + 2\,K\,N\,O_3 = Fe\,O_3 + K_2\,O + 2\,NO$

K-nitrat — N-oxyd

3. Durch Präzipitation einer Salzauflösung mit einer Alkalibasis und Glühen des Niederschlages; z. B.

$$Cu\,SO_4 + 2\,Na\,HO = Cu\,(HO)_2 + Na_2\,SO_4$$

Cu-sulfat — Cu-hydroxyd) — Na-sulfat

$$Cu\,(HO)_2 = Cu\,O + H_2\,O$$

4) Durch Glühen von Carbonaten, Nitraten oder Sulfaten; z. B.

$$Ca\,CO_3 = Ca\,O + C\,O_2$$

Ca-carbonat — Ca-oxyd — Kohlensäureanhydrid

$$Cu\,(NO_3)_2 = Cu\,O + 2\,N\,O + 3\,O$$

Cu-nitrat — Cu-oxyd — N-oxyd

$$Al^{VI}\,(SO_4)_3'' = Al^{VI}\,O_3 + 3\,S\,O_2 + 3\,O$$

Al-sulfat — Al-oxyd — Schwefeligsäureanhydrid

$$\begin{array}{rcl} K & = & 39{,}5 \\ Cl & = & 35{,}5 \\ 3\,O = 3\,.\,16 & = & 48{,}0 \\ \hline K\,Cl\,O_3 & = & 123{,}0 \end{array} \qquad 3\,O = 48$$

folglich: $123 : 48 = x : 26{,}47$

$x = 67{,}55$ Grm. Kaliumchlorat.

3. Wie viel Chlorkalium erhält man hiebei als Rückstand?

Auflösung.

$$K\,Cl\,O_3 = 123 \qquad \begin{array}{rcl} K & = & 39{,}5 \\ Cl & = & 35{,}5 \\ \hline K\,Cl & = & 75{,}0 \end{array}$$

folglich: $123 : 75 = 67{,}55 : x$

$x = 41{,}08$ Grm. Chlorkalium.

Wasserstoffoxyd oder Wasser H_2O.

Dieses ist in der Natur sehr verbreitet: **fest** als Eis, Schnee, Hagel, Schloßen und Reif, **flüssig** als Meer-, Fluß-, Quell-, Regen- und Schneewasser und **luftförmig** als Wasserdunst und Wasserdampf.

Das sog. **harte** Wasser kann durch Kochen verbessert werden, es scheidet sich nämlich aus demselben in Folge der höheren Temperatur **Gips** und in Folge des Verlustes an Kohlensäureanhydrid Ca-**carbonat** aus, weil letzteres sich nur so lange gelöst erhalten kann, als freie Kohlensäure vorhanden ist. Beide setzen sich am Boden der Kochgefäße als harte Kruste an (Kesselstein, Ringe in Wasserflaschen).

Zur Verhütung des Kesselsteins haben sich am besten Soda und Chlorbarium mit Kalkwasser bewährt. Die Soda verwandelt den Gips in Ca-carbonat, das sich als körniges Pulver ausscheidet, das $Ba\,Cl_2$ bildet $Ba\,SO_4$, welches sich gleichfalls nicht als feste Schichte absetzt.

Hartes Wasser, dessen Härte vorzüglich vom $Ca\,CO_3$ herrührt, kann auch dadurch verbessert werden, daß man demselben Kalk zusetzt — es verbindet sich dann dieser

mit der im Wasser enthaltenen Kohlensäure und bildet Ca-carbonat, welches gleichzeitig mit dem ursprünglich schon darin enthaltenen, — sich als unlöslich zu Boden setzt.

Krystallwasser ist diejenige Menge Wasser, die ein Salz braucht, um in seiner Krystallgestalt verbleiben zu können, welche also das Salz beim Krystallisieren aus seiner wässerigen Lösung aufnimmt und welche beim Erwärmen der Krystalle, oder häufig schon beim bloßen Liegenlassen an der warmen Luft wieder entweicht, wodurch das Salz verwittert, wie z. B. Glaubersalz, besitzt über die Hälfte seines Gewichtes an Krystallwasser.

Salze von großem Krystallwassergehalt wie z. B. die Soda, $Na_2 CO_3 + 10 H_2 O$, — schmelzen, d. h. lösen sich beim Erhitzen zuerst in ihrem Krystallwasser, was man den **wässerigen** Fluß nennt und erst wenn dieses verdampft ist, beginnen sie wirklich zu schmelzen und kommen in den **feuerigen** Fluß z. B. Borax.

$H_2 O$, welches einen wesentlichen Bestandteil einer chem. Verb. — z. B. der Basen — und Säuren bildet und bei seinem Austreten, erst aus seinen Elementen sich erzeugt — heißt **Constitutionswasser.**

Wasserstoffsuperoxyd, Wasserstoffbioxyd oder oxydiertes Wasser, $H_2 O_2$

entsteht in allen Fällen, in welchen O bei Gegenwart von $H_2 O$ ozonisiert wird. Man erhält diese Verbindung, wenn man fein zerteiltes Bariumsuperoxyd mit $H_2 O$ zusammenbringt und in das Gemenge CO_2 einleitet:

$$Ba O_2 + H_2 O + C O_2 = Ba C O_3 + H_2 O_2.$$

Es oxydiert ähnlich dem Ozon, die meisten Metalle, bleicht Farbstoffe, zerstört organische Gewebe.

Schwefel. Sulphur. S.

Atomgewicht = 32.

In Gegenden, in welchen Schwefelmetalle in großer Menge vorkommen, werden diese zur Gewinnung des Schwefels verwendet. Aus Schwefelkies (Eisenbisulfid)

z. B. kann der Schwefel durch Erhitzen in geschlossenen Gefäßen gewonnen werden:

$$3\,Fe\,S_2 = Fe_3\,S_4 + 2\,S$$

Eisenbisulfid Eisentetrasulfid [1])

Aufgaben.

1. Wie viel Schwefel ist in 650 Grm. Schwefelkies enthalten, welcher durch 7,5 Proz. fremder Substanzen verunreinigt ist?

Auflösung. 100 : 7,6 = 650 : x

x = 48,74 Verunreinigungen,

folglich bleiben als reiner Schwefelkies

650 — 48,75 = 601,25 Grm. Schwefelkies (Eisenbisulfid); $Fe\,S_2$, daher Fe = 56 2 S = 64

2 S = 2 . 32 = 64

$Fe\,S_2$ = 120

folglich ergibt sich die Proportion: In 120 Gewichtst. $Fe\,S_2$ sind 64 Gewichtst. S — folglich in 601,25 $Fe\,S_2$ — x S, also

120 : 64 = 601,25 : x

x = 320,66 Grm. Schwefel.

---

[1]) Aus diesem Eisentetrasulfid, genannt Schwefelbrände, wird durch Verwitterung Eisenvitriol gewonnen.

Man nennt die Verb. des S mit den Elementen (O ausgenommen) im Allgemeinen **Sulfide**; im engeren Sinne verstehen wir unter Sulfiden die Verb. des S mit den Metallen.

Sulfide können dargestellt werden:

1. durch Erhitzen mit S; z. B.

$$Fe + S = Fe\,S$$

Fe-sulfür oder Fe-monosulfid.

Desgleichen verwandeln sich C, As, Sb, Cu, Sn, sowie überhaupt fast alle Metalle beim Zusammenschmelzen mit S oder beim Glühen in Schwefeldampf — in Sulfide.

2. durch Einwirkung von $H_2\,S$ auf Salze:

$$Cu\,SO_4 + H_2\,S = Cu\,S + H_2\,SO_4$$

Cu-sulfat Cu-sulfid

3. Durch Reduktion von Sulfaten mittelst H oder glühender Kohle; z. B.

$$Ba\,SO_4 + 4\,C = Ba\,S + 4\,CO$$

Ba-sulfat Ba-sulfid Kohlenoxyd.

2. Wie viel läßt sich daraus Schwefel gewinnen?

Auflösung. $3\,Fe\,S_2 = Fe_3\,S_4 + 2\,S$
Eisenbisulfid Eisentetrasulfid.

Dieser Prozeß sagt uns, daß man aus 3 Mol. $Fe\,S_2$ — 2 At. S bekommt, folglich:

$$3\,Fe = 3\,.\,56 = 168 \qquad 2\,S = 64$$
$$6\,S = 6\,.\,32 = 192$$
$$3\,Fe\,S_2 = \qquad 360$$
$$360 : 64 = 601{,}25 : x$$
$$x = 106{,}88 \text{ Grm. Schwefel.}$$

Wasserstoffsulfid oder Schwefelwasserstoff: $H_2\,S$.[1]) gewinnt man durch Einwirkung von $H\,Cl$ oder $H_2\,SO_4$ auf ein Schwefelmetall, gewöhnlich Einfach-Schwefeleisen:

$$Fe''\,S + 2\,H\,Cl = Fe''\,Cl_2 + H_2\,S$$
Fe-monosulfid Ferrochlorid, Eisenchlorür.

$H_2\,S$, beziehungsweise seine wässerige Lösung, das **Schwefelwasser** oder **Schwefelwasserstoffwasser**, kann man als Reaktions- oder Nachweisungsmittel auf Metalle in ihren Auflösungen in allen jenen Fällen benutzen, in denen das gebildete Schwefelmetall in der freien Säure **nicht** löslich ist; z. B.

$$Pb''\,(NO_3)'_2 + H_2\,S = Pb\,S + 2\,H\,NO_3$$
Pb-nitrat Pb-sulfid

$$Cu\,SO_4 + H_2\,S = Cu\,S + H_2\,SO_4$$
Cu-sulfat Cu-sulfild

Ist dagegen das gebildete Schwefelmetall in der freien Säure löslich, so benützt man nicht $H_2\,S$, sondern Schwefelammonium $(H_4\,N)'_2\,S$; z. B.

$$Zn\,SO_4 + (H_4\,N)'_2\,S = Zn\,S + (H_4\,N)'_2\,SO_4$$
Zn-sulfat Zn-sulfid Ammonium-sulfat

---

[1]) Vor den giftigen Wirkungen dieses Gases, beim Reinigen von Kloaken und Abtritten kann sich der Arbeiter am besten durch eine Mischung von Chlorkalk mit Essig schützen, es entwickelt sich hiebei Cl, welches den $H_2\,S$ zerstört:

$$H_2\,S + 2\,Cl = 2\,H\,Cl + S$$

Mit Luft oder O gemengt und entzündet, explodirt es mit Heftigkeit, daher Vorsicht!

Von den so gebildeten Metallsulfiden haben einige eine ganz charakteristische Farbe, so ist das Silbersulfid[1]) — **schwarz**, das Zinksulfid — **weiß**, das Antimonsulfid — **orangfarbig**, das Arsensulfid — **gelb**; — daher besonders in solchen Fällen in der analytischen Chemie $H_2 S$ (oder $(H_4 N)'_2 S$) ein wichtiges Erkennungsmittel[2]) für diese Metalle ist.

Schwefelungsstufen des Kaliums.[3])

Kaliummonosulfid	$K_2 S$	**Polysulfide.**
Kaliumdisulfid	$K_2 S_2$	
Kaliumtrisulfid	$K_2 S_3$	
Kaliumtetrasulfid	$N_2 S_4$	
Kaliumpentasulfid	$K_2 S_5$	

Sämtliche Verb. sind in $H_2 O$ löslich, durch Säuren werden sie unter Entwickelung von $H_2 S$ zersetzt, wobei die **Polysulfide** gleichzeitig S in feinster Zerteilung als sogenannte **Schwefelmilch** abscheiden; z. B.:

$$K_2 S + 2 H Cl = \underset{\text{K.-chlorid}}{2 K Cl} + H_2 S$$

$$K_2 S_5 + 2 H Cl = 2 K Cl + H_2 S + 4 S$$

Aufgabe.

Wie viel Schwefelmilch erhält man durch Zerlegung von 200 Grm. Kaliumpentasulfid?

Auflösung.

$2 K = 2.39 = 78.$ $\quad 4 S = 4.32 = 128$

$5 S = 5.32 = 160$

$K_2 S_5 = 238$

folglich: $238 : 128 = 200 : x$

$x = 107{,}5$ Grm. Schwefelmilch.

---

[1]) Will man für solche Zwecke $H_2 S$ — Wasser längere Zeit brauchbar erhalten, so kann dieses am besten in vollen, dunklen Gläsern — umgestürzt unter $H_2 O$ geschehen, in dem dasselbe durch das Sonnenlicht unter Ausscheidung von S zersetzt wird.

[2]) Besonders silberne Geräte, wie auch solche von Cu oder von Legierungen aus Au und Ag — laufen in schwefelwasserstoffhaltiger Atmosphäre — braun an; ebenso Bleiweiß-Anstriche.

[3]) Das Metall Na bildet Verbindungen in den gleichen Verhältnissen.

Schon die schwache Kohlensäure der Luft ist im Stande, die Zersetzung obiger Kaliumsulfide zu bewirken; z. B.: $K_2S + H_2O + CO_2 = K_2CO_3 + H_2S$
K.-carbonat

Ein Gemenge von K-**polysulfiden** und K-**hyposulfit** oder K-**sulfat** findet unter dem Namen **Schwefelleber** (Hepar sulfuris) Anwendung in der Medizin.

Oxydationsstufen des Schwefels.

Die wichtigsten derselben sind das **Schwefeligsäureanhydrid** SO_2 und das **Schwefelsäureanhydrid** SO_3; Diese in Verb. mit H_2O entstehen die entsprechenden Säuren:

$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$, **schwefelige Säure** und
$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$, **Schwefelsäure.**

Schwefeligsäureanhydrid oder Schwefeldioxyd: SO_2.

Darstellung desselben:

a) Durch Reduktion der H_2SO_4 durch Metalle (Kupfer, Quecksilber, Silber):

$$Cu + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H$$
$$2H + H_2SO_4 = 2H_2O + SO_2\ ^{1)}$$

[1]) Dieser Prozeß, beziehungsweise dessen Erklärungsversuch, gibt zu folgender Frage Veranlassung:

Wie wirkt die concentrirte H_2SO_4 **auf die Metalle** Cu, Fe, Zn **u. a.?**

Ihre Einwirkung auf diese Metalle ist derart, daß nicht H, sondern SO_2 frei wird. Da hiebei ein **Metallvitriol** (d. i. die Verb. eines schweren Metalles mit dem Oxysulfuril SO_4) entsteht, und dieser also neben dem Metall auch noch S u. O enthält, da ferners das freiwerdende SO_2, wie der direkte Versuch zeigt, aus S u. O besteht, — so steht fest, daß die conc. H_2SO_4 in Berührung mit diesen Metallen, — **nach 2 Richtungen hin Zersetzungen erleidet:**

Weil ein Metallvitriol entsteht, so muß aus 1 Teil H_2SO_4 — H ausgeschieden werden, was man auch beobachten kann, wenn man auf Zn oder Fe kalte concent. H_2SO_4 einwirken läßt. Beim Erwärmen schlägt diese Entwicklung aber sofort um, und es bildet sich anstatt H — SO_2; da dieser H jedoch nicht als Element entweicht, so wird er einen 2. Teil H_2SO_4 angreifen, ihm einen Bestandteil entziehen, selbst eine Verb. eingehen und hiebei SO_2 entwickeln. — Die H_2SO_4 enthält aber 2 Elemente mit denen der freiwerdende H sich verbinden könnte, nämlich S u. O. — Mit dem S hat er sich nicht

b) durch Reduktion von Schwefelsäure mittelst Kohle:

$$2\,H_2SO_4 + \underset{\text{Kohle}}{C} = 2\,SO_2 + \underset{\text{Kohlensäureanhydrid}}{CO_2} + 2\,H_2O$$

c) Durch Oxydation. Man verbrennt S in der Luft oder O, oder erhitzt Schwefelmetalle bei Luftzutritt.

Aufgaben.

1) Wie viel Liter Schwefeligsäureanhydrid erhält man durch Verbrennen von 50 Gramm Schwefel?

Auflösung.

$$S + 2\,O = SO_2$$

1 At. S gibt also 1 Mol. SO_2; folglich haben wir:

$$S = 32. \qquad S = 32$$
$$2\,O = 32$$
$$SO_2 = 64$$
$$32 : 64 = 50 : x$$

$x = 100$ Gr. Schwefeligsäureanhydrid.

1 Ltr. Wasser = 1 kg = 1000 Grm.

1 Ltr. Luft = $\frac{1000}{770}$ Grm.

Wenn nun das spez. Gewicht des SO_2 auf Luft bezogen 2,2 beträgt, so wiegt:

1 Ltr. $SO_2 = \frac{1000 \cdot 2{,}2}{770} = 2{,}85$ Grm.

folglich: $2{,}85 : 1 = 100 : x$

$x = 34{,}5$ Ltr. Schwefeligsäureanhydrid.

2) Wie viel Gramm Kupfer und Schwefelsäure gebraucht man zur Darstellung von 46 Ltr. Schwefeligsäureanhydrid?

Auflösung. 1 Ltr. $SO_2 = 2{,}85$ Grm.

folglich 46 Ltr. $SO_2 = 131{,}1$ Grm.

$$Cu + 2\,H_2SO_4 = CuSO_4 + 2\,H_2O + SO_2$$ [1])

---

vereinigt, sonst müßte H_2S frei werden und durch den Geruch wahrnehmbar sein. Mit den O könnte er sich verbinden und damit H_2O bilden, was in der That der Fall ist, daher lauten die hier stattfindenden Prozesse wie oben angegeben:

$$Cu + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2\,H$$
$$2\,H + H_2SO_4 = SO_2 + H_2O$$

[1]) In diesem Falle können wir den chemischen Prozeß der Einfachheit halber schon in verkürzter Form anführen.

daher haben wir:

a) Cu = 63,5.

$$S = 32$$
$$2\ O = 32$$
$$S\ O_2 = 64$$

$$64 : 63,5 = 131,1 : x$$
$$x = 130,07$$ Grm. Kupfer.

b)

$$4\ H = 4$$
$$2\ S = 64$$
$$8\ O = 8 . 16 = 128$$
$$2\ H_2\ S\ O_4 = 196$$
$$S = 32$$
$$2\ O = 2 . 16 = 32$$
$$S\ O_2 = 64$$
$$64 : 196 = 131,1 : x$$
$$x = 401,5$$ Grm. Schwefelsäure.

3. Wie viel Gramm Kupfer und Schwefelsäure gebraucht man zur Darstellung von 35 Grm. Schwefeligsäureanhydrid, und wie viel wiegt der dabei erhaltene krystallisirte Kupfervitriol (= $Cu\ S\ O_4 + 5\ H_2\ O$)?

Auflösung. Nach obigem Prozesse haben wir:

a) Cu = 63,5

$$S = 32$$
$$2\ O = 2 . 16 = 32$$
$$S\ O_2 = \quad = 64$$

daher: $64 : 63,5 = 35 : x$
$$x = 34,72$$ Grm. Kupfer.

b)

$$4\ H = 4 . 1 = 4$$
$$2\ S = 2 . 32 = 64$$
$$8\ O = 8 . 16 = 128$$
$$2\ H_2\ SO_4 = 196$$
$$S = 32$$
$$2\ O = 2 . 16 = 32$$
$$S\ O_2 = 64$$

folglich: $64 : 196 = 35 : x$
$$x = 107,2$$ Grm. Schwefelsäure.

c)

	Cu =		63,5
	S =		32,0
	4 O =	4 . 16 =	64,0
	10 H =	10 . 1 =	10,0
	5 O =	5 . 16 =	80,0
$Cu\,SO_4 + 5\,H_2O$ =			249,5

$$S = 32$$
$$2\,O = 32$$
$$SO_2 = 64$$

folglich: $64 : 249{,}5 = 35 : x$

$x = 136{,}44$ Grm. Kupfervitriol.

Schwefelsäure H_2SO_4.

Diese bildet sich durch Oxydation des Schwefels oder des Schwefligsäureanhydrids mittelst Salpetersäure:

$$S + 2\,HNO_3 = 2\,NO + H_2SO_4$$

Salpetersäure — Stickoxyd

$$SO_2 + 2\,HNO_3 = 2\,NO_2 = H_2SO_4$$

Schwefligsäureanhydrid — Stickstoffperoxyd

Der letztere Prozeß wird in großem Maßstabe in chemischen Fabriken ausgeführt; das nebenbei entstandene Stickstoffperoxyd besitzt aber gleichfalls die Fähigkeit Schwefeligsäureanhydrid — bei Gegenwart von H_2O — höher zu oxydieren, wobei es zu Stickstoffoxyd, NO, reduziert wird. Das letztere aber nimmt aus der Luft direkt Sauerstoff auf und bildet wieder Stickstoffperoxyd, welches in Gegenwart von H_2O und SO_2 wieder zu NO reduziert wird, und so geht diese abwechselnde Oxydation und Reduktion ununterbrochen vor sich:

$$SO_2 + H_2O + NO_2 = H_2SO_4 + NO$$
$$NO + O = NO_2$$

Aufgaben.

1. Wie viel Ztr. Schwefelsäure erhält man aus 100 Ztr. Schwefel, wenn alles Schwefligsäureanhydrid in Schwefelsäure verwandelt wird?

Auflösung.

$$S + 2\,HNO_3 = 2\,NO + H_2SO_4$$

	2 H =	2
S = 32	S =	32
	4 O = 4 . 16 =	64
	H_2SO_4 =	98

folglich: 32 : 98 = 100 . x

x = 306,25 Ztr. Schwefelsäure.

2. Wie viel Zentner Schwefelsäure erhält man aus 500 Ztr. Schwefelkies, welcher 8 Proz. Bergart enthält?

Auflösung. 100 : 8 = 500 : x

x = 40 Ztr. Bergart.

folglich: 500 Ztr. Schwefelkies
weniger: 40 Ztr. Bergart

bleiben: 460 Ztr. reiner Schwefelkies.

$$3\,FeS_2 = FeS_4 + 2\,S$$

Eisenbisulfid oder Schwefelkies — Eisentetrasulfid

daher: 3 Fe = 3 . 56 = 168
6 S = 6 . 32 = 192 — 2 S = 64

$3\,FeS_2$ = 360

folglich: 360 : 64 = 460 : x

x = 81,8 Ztr. Schwefel

erhält man aus obiger Menge reinem Schwefelkies zur Schwefelsäurefabrikation.

Nun sagt uns aber der chemische Prozeß, daß durch die entsprechende Behandlung aus je 1 At. Schwefel, 1 Molek. Schwefelsäure erhalten wird, folglich haben wir:

	2 H = 2 . 1 =	2
S = 32	S =	32
	4 O = 4 . 16 =	64
	H_2SO_4 =	98

und 32 : 98 = 81,8 : x

x = 250,4 Ztr. Schwefelsäure.

Characteristik der Sulfate.

Die meisten Sulfate werden in der Hitze zersetzt, nur die von K, Na, Ba, Ca, Sr, Mg u. Pb — sind feuerbeständig.

Mit Soda, Na_2CO_3, auf Kohle geschmolzen, geben sie eine Masse, welche mit H_2O angefeuchtet, auf blankem Silberblech einen schwarzen Flecken hinterläßt, und auf Zusatz einer Säure — H_2S entwickelt.

Von den sogenannten unterschwefeligsauren Salzen ist wichtig das

Natriumhyposulfit, $Na_2S_2O_3$.

Dasselbe wird erhalten durch Kochen von Na-sulfit mit S:

$$\underset{\text{Na-sulfit}}{Na_2SO_3} + S = Na_2S_2O_3$$

Es dient in der Photographie zum Fixieren der Bilder, da es Chlor-, Jod- und Bromsilber auflöst; ferners dient es unter dem Namen Antichlor zum Entfernen des, in mit Cl gebleichten Zeugen, zurückgeblieben Cl:

$$Na_2S_2O_3 + 8\,Cl + 5\,H_2O = \underset{\text{saures Na-sulfat}}{2\,NaHSO_4} + HCl$$

Rauchende Schwefelsäure,

Nordhäuser Schwefelsäure oder Vitriolöl ist ein Gemenge von Schwefelsäure mit Schwefelsäureanhydrid.

Sie wird erhalten durch mäßiges Erhitzen von Eisenvitriol ($FeSO_4\ 7\,H_2O$), Ferrosulfat; dieses verliert zuerst H_2O nimmt dann O auf und verwandelt sich in Ferrisulfat:

$$2\,Fe\,SO_4 + O = Fe^{VI}\begin{cases} O \\ (SO_4)_2 \end{cases}$$

Dieses in Thonretroten der Glühhitze ausgesetzt, zersetzt sich in Eisenoxyd und Schwefelsäureanhydrid (SO_3):

$$Fe^{VI}\begin{cases} O \\ (SO_4)_2 \end{cases} = Fe^{VI}O_3 + 2\,SO_3$$

Dieses SO_3 wird dann in Vorlagen geleitet, die mit gewöhnlicher H_2SO_4 gefüllt sind, wodurch sich so die rauchende Schwefelsäure oder das Vitriolöl bildet.

Lösung einer Aufgabe durch Schlüsse.

Ist die Schwefelsäure eine chem. Vb. und wie lassen sich ihre Elemente nachweisen?

Uebergießt man Zn oder Fe mit verdünnter $H_2 SO_4$, so entwickelt sich ein Gas, welches sich durch seine Eigenschaften als H charakterisiert. Dieser H kann nicht aus dem Zn oder Fe herrühren, denn diese Körper sind Metalle, also Elemente, auch nicht aus dem H_2O der verdünnten Schwefelsäure, denn das H_2O wird bei gewöhnlicher Temperatur von diesen Metallen nicht zersetzt, es muß also ein Bestandteil der Säure selbst sein; die Schwefelsäure ist demnach jedenfalls eine chem. Verb. und eines ihrer Elemente ist der H.

Cu bringt in verdünnter $H_2 SO_4$ keine Veränderung hervor, wohl aber ist dies der Fall, wenn man concentrierte Schwefelsäure verwendet, dann entweicht ein Gas mit denselben Eigenschaften, wie es sich zeigt, wenn S verbrannt wird (ganz ähnlich, wenn man Fe oder Zn mit conc. Schwefelsäure erhitzt); — dieses frei werdende Gas ist also SO_2, dieses besteht aber aus S und O, wie man durch direktes Verbrennen, also durch direktes Verbinden des S mit O — auch SO_2 herstellen kann.

Dadurch, daß also beim Erwärmen von Cu mit conc. Schwefelsäure — SO_2 sich bildet und man weiß, daß diese aus S u. O besteht, ist also auch die Gegenwart von S und O in der $H_2 SO_4$ nachgewiesen, — folglich **besteht die $H_2 SO_4$ aus den Elementen H, S und O.**

Um festzustellen, daß die Schwefelsäure wirklich **nur** aus den Elementen H, S und O besteht, müßte gezeigt werden, daß sich aus H, S und O auch wirklich Schwefelsäure bildet. — **Wie kann dies einfach geschehen?**

Lassen wir eine Lösung von S_2O in H_2O, also **wässerige schwefelige** Säure an der Luft stehen, so zeigt sich nach einiger Zeit — Schwefelsäure, — sie fällt Bariumchlorid und verwandelt Kupferoxyd mit blauer Farbe zu Kupfervitriol.

An diesem Vorgange war also die Luft — Ursache; es frägt sich nun, ob der O, oder der N, oder **beide** Bestandteile der Luft, bei der Bildung der Schwefelsäure beteiligt sind.

Der Erfolg bleibt derselbe, wenn der N bei diesem Vorgange ausgeschlossen wird, wenn also statt Luft reiner O verwendet wird.

Der Versuch zeigt also, daß bei der Bildung von Schwefelsäure außer SO_2 und H_2O auch noch O thätig war.

SO_2 besteht aber, wie der direkte Versuch zeigt, aus S und O, — H_2O aus demselben Grunde aus H und O, folglich besteht die Schwefelsäure **nur aus H, S und O.**

Die Schwefelsäure entsteht also durch die gegenseitige Einwirkung von SO_2, H_2O und O; wird Schwefelsäure durch eine glühende Röhre geleitet, so zerfällt sie aber auch wieder in SO_2, H_2O und O.

Stickstoff. Nitrogenium N.

Atomgewicht = 14.

Rein erhält man Stickstoff durch Erhitzen von Ammoniumnitrit.

$$(H_4N)NO_2 = 2H_2O + 2N$$

Ammoniumnitrit.

Statt Ammoniumnitrit kann man eine Mischung von Salmiak und Kaliumnitrat nehmen, wobei ein Austausch ihrer Radicale (K und H_4N) stattfindet und Ammoniumnitrit entsteht:

$$(H_4N)'Cl + KNO_2 = KCl + (H_4N)'NO_2$$

Ammoniak H_3N.

Kaliumhydroxyd und Eisenfeile erhitzt, wird Wasserstoff frei:

$$6KHO + 2Fe = Fe^{IV}O_3 + 3K_2O + 6H$$

Kaliumhydroxyd Eisen Eisenoxyd Kaliumoxyd

Dagegen durch Erhitzen von **Kaliumnitrat und Eisenfeile entwickelt sich Stickstoff.**

$$6KNO_3 + 10Ee = 5Fe^{IV}O_3 + 3K_2O + 6N$$

Kaliumnitrat Eisen Eisenoxyd Kaliumoxyd

Die beiden einzeln so frei gewordenen Gase (H und N) vereinigen sich **nicht** direkt mit einander, dagegen ist solches der Fall, wenn beide im Momente ihrer Entstehung, in status nascens mit einander in Berührung kommen, wobei sich Ammoniak bildet; z. B.

$$9KHO + 3KNO_3 + 8Fe = 4Fe^{VI}O_3 + 6K_2O + 3H_3N$$

Kaliumhydroxyd Kaliumnitrat Eisen Eisenoxyd Kaliumoxyd

oder beim Auflösen von Zn in HNO_3:

$$4\,Zn + 9\,HNO_3 = 4\,Zn(NO_3)_2 + 3\,H_2O + H_3N;$$

dargestellt wird das Ammoniak fast immer **durch Einwirkung von Calciumhydroxyd (gelöschtem Kalk) auf ein Ammoniaksalz (gewöhnlich Ammoniumchlorid.)**

$$\underset{\text{Ammoniumchlorid}}{2\,H_4NCl} + \underset{\text{Calciumhydroxyd}}{CaH_2O_2} = \underset{\text{Calciumchlorid}}{CaCl_2} + 2\,H_2O + 2\,H_3N$$

oder man verwendet gebrannten Kalk:

$$2\,H_4NCl + CaO = CaCl_2 + H_2O + 2\,H_3N.$$

Aufgaben.

1. Wie viel gelöschter Kalk ist nötig, um aus 2 Klg. Salmiak alles Ammoniak auszutreiben?

Auflösung.

Gestützt auf obigen chemischen Prozeß brauchen wir:

$8\,H = 8\,.\,1 = 8$		$Ca =$	40
$2\,N = 2\,.\,14 = 28$		$2\,H =$	2
$2\,Cl = 2\,.\,35{,}5 = 71$		$2\,O = 2\,.\,16 =$	32
$2\,H_4NCl =$	107	$Ca(HO)_2 =$	74

also $107 : 74 = 2 : x$

$x = 1{,}37$ Klgrm. gelöschter Kalk.

2. Wie viel Ammoniakgas wird aus diesen 2 Klgrm. Salmiak frei?

Auflösung.

$4\,H = 4$	$N = 14$
$N = 14$	$3\,H = 3$
$Cl = 35{,}5$	$H_3N = 17$
$H_4NCl = 53{,}5$	

$53{,}5 : 17 = 2000 : x$

$x = 635{,}5$ Grm. Ammoniakgas.

Andere Verb. des H mit dem N sind: Imid, HN, Amid, H_2N, beide zusammengesetzte Radikale und Ammonium, H_4N s. d.

Stickstoff und Sauerstoff.

Die Oxydationsstufen des N heißen:

Stickstoffoxydul	N_2O
Stickstoffoxyd	$N_2O_2 = NO$
Salpetrigsäureanhydrid	N_2O_3
Stickstoffperoxyd	$N_2O_4 = NO_2$
Salpetersäureanhydrid	N_2O_5

Diese Anhydride in Verb. mit H_2O entstehen die Säuren selbst:

$$N_2O_3 + H_2O = 2\,HNO_2$$
Salpetrige Säure

$$N_2O_5 + H_2O = 2\,HNO_3$$
Salpetersäure

1. **Salpetersäureanhydrid:** N_2O_5, erhält man durch Einwirkung von Chlor auf Silbernitrat.

$$2\,AgNO_3 + 2\,Cl = AgCl + O + N_2O_5$$
Silbernitrat — Silberchlorid

2. **Salpetersäure:** HNO_3 oder $\left.\begin{matrix}H\\NO_2\end{matrix}\right\}O$ erhält man durch Einwirkung von 1 Molek. Schwefelsäure auf 1 Molek. Kaliumnitrat:

$$KNO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + KNO_3$$
Kaliumnitrat — Saures Kaliumsulfat

Bei einem Ueberschuß von Kalium- oder Natriumnitrat wird infolge der notwendigen höheren Temperatur ein großer Teil der Salpetersäure in Sauerstoff und rote Dämpfe von Stickstoffperoxyd zersetzt, welch letzteres mit der Salpetersäure gemengt, die **rote** oder **rauchende Salpetersäure** bildet:

$$4\,KNO_3 + 2\,H_2SO_4 =$$
Kaliumnitrat

$$2\,K_2SO_4 + H_2O + O + 2\,(HNO_3 + NO_2)$$
Normales Kaliumsulfat — Rauchende Saspetersäure

Aufgaben.

1. **Wie viel Pfund Natriumsalpeter gebraucht man zur Darstellung von 100 Pfund Salpetersäure?**

Auflösung.

Aus vorhergehendem Prozesse ist ersichtlich, daß je 1 Molek. Salpeter -- 1 Molek. Salpetersäure liefert; folglich haben wir:

$$\begin{array}{rr} Na = 23 & H = 1 \\ N = 14 & N = 14 \\ 3\,O = 3\,.\,16 = 48 & 3\,O = 3\,.\,16 = 48 \\ \hline NaNO_3 = 85 & HNO_3 = 63 \end{array}$$

und: $85 : 63 = x : 100$

$x = 134{,}9$ Pfund Natriumsalpeter.

2. Wie viel Pfund salpetersaures Kalium sind erforderlich, um 500 Pfund Salpetersäure darzustellen, welche 40 Proz. Salpetersäure enthält?

Auflösung. $100 : 40 = 500 : x$

$x = 200$ Pfd. Salpetersäure;

folglich haben wir:

$$\begin{array}{rr} K = 39 & H = 1 \\ N = 14 & N = 14 \\ 3\,O = 3\,.\,16 = 48 & 3\,O = 48 \\ \hline KNO_3 = 101 & HNO_3 = 63 \end{array}$$

und daher: $63 : 101 = 200 : x$

$x = 320{,}63$ Pfd. Kaliumnitrat.[1])

Salpetersalzsäure oder Königswasser, d. i. eine Mischung von Salpetersäure und Salzsäure, bei deren

---

[2]) Die salpetersauren Salze oder **Nitrate** erkennt man daran, daß sie auf Kohle erhitzt verpuffen, daß sie ferners mit H_2SO_4 und Cu versetzt und schwach erwärmt rote Dampfe entwickeln:

$$KNO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + HNO_3$$

$$8\,HNO_3 + 3\,Cu = 3\,Cu(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO$$

$$NO + O = NO_2$$

Die Salpetersäure wirkt auf org. Körper oxydierend und somit zersetzend; bei nur kurzer Einwirkung werden dieselben wie Haut, Wolle, Seide, Federn, Holz ꝛc. gelb gefärbt.

Zuweilen tritt auch hiebei nur eine teilweise Zersetzung ein, indem 1 Teil des H des org. K. ersetzt wird, durch eine äquivalente Menge der Atomgruppe Nitril, NO_2 und es bilden sich sogenannte Nitroverbindungen; z. B.

$$C_6H_{10}O_5 + 3\,HNO_3 = C_6H_7(NO_2)'_3 + 3\,H_2O$$

Cellulose (Baumwolle) — Nitrocellulose, Schießbaumwolle.

Vermengung eine Zersetzung stattfindet, es entsteht Wasser, während Stickstoffoxyd und Chlor frei wird.

$$\underset{\text{Salpetersäure}}{2\,HNO_3} + \underset{\text{Salzsäure}}{6\,HCl} = 4\,H_2O + \underset{\text{Stickoxyd}}{2\,NO} + 6\,Cl$$

3. Stickstoffperoxyd (Untersalpetersäure) NO_2 wird dargestellt durch starkes Erhitzen von Bleinitrat.

$$\underset{\text{Bleinitrat}}{Pb\,(NO_3)_2} = \underset{\text{Bleioxyd}}{PbO} + O + 2\,NO_2.$$

Wird Stickstoffperoxyd mit Basen zusammengebracht, so entstehen keine untersalpetersauren Salze, sondern Gemenge von Nitraten und Nitriten, daher ist die frühere Bezeichnung „Untersalpetersäure" falsch:

$$\underset{\text{Stickstoffperoxyd}}{2\,NO_2} + \underset{\text{Kaliumhydroxyd}}{2\,KHO} = \underset{\text{Kaliumnitrit}}{KNO_2} + \underset{\text{Kaliumnitrat}}{KNO_3} + H_2O$$

4. Salpetrigsäureanhydrid N_2O_3, welches sich beim Vermischen von Stickstoffoxydgas mit Sauerstoff bildet, zersetzt sich mit wenig Wasser zu salpetriger Säure:

$$N_2O_3 + H_2O = \underset{\text{Salpetrige Säure}}{2\,HNO_2}$$

mit viel Wasser dagegen zu Salpetersäure und Stickoxyd

$$3\,N_2O_3 + H_2O = \underset{\text{Salpetersäure}}{2\,HNO_3} + \underset{\text{Stickoxyd}}{4\,NO}$$

5. Stickstoffoxyd oder **Stickoxyd,** NO, wird dargestellt durch Einwirkung von Kupfer auf verdünnte Salpetersäure (1 Vol. conc. Säure und 2 Vol. Wasser):

$$3\,Cu + 6\,HNO_3 = 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 6\,H$$

Der freigewordene H wirkt im Augenblicke des Entstehens reduzirend auf einen weiteren Anteil HNO_3, also:

$$6\,H + 2\,HNO_3 = 4\,H_2O + 2\,NO$$

6. Stickstoffoxydul oder **Stickoxydul, (Rausch- oder Lustgas),** N_2O, wird dargestellt durch Erhitzen von Ammoniumnitrat:

$$\underset{\text{Ammoniumnitrat}}{(H_4N)\,NO_3} = 2\,H_2O + N_2O.$$

Phosphor. Phosphorus. P.

Atomgewicht = 31.

Darstellung. Die gebrannten und gemahlenen Knochen werden mit verdünnter Schwefelsäure digerirt; es bildet sich Calciumsulfat und saures Calciumphosphat, welche durch Coliren von einander getrennt werden.

$$\underset{\text{Calciumphosphat}}{Ca_3 (PO_4)'''_2} + 2\, H_2SO_4 = \underset{\text{Calciumsulfat}}{2\, CaSO_4} + \underset{\text{Saures Ca-phosphat}}{\left.\begin{matrix} H_4 \\ Ca \end{matrix}\right\} (PO_4)_2},$$

letzteres wird dann eingedampft und mit Kohle zuerst in einem eisernen Kessel zur Rotglut, dann in Thonretorten bis zur Weißglut erhitzt; hiebei werden $^2/_3$ des Phosphorgehaltes reducirt, während der übrige Anteil als zurückgebildetes Calciumphosphat zurückbleibt:

$$\underset{\text{Saures Ca-phosphat}}{3\, CaH_4 (PO_4)_2} + 10\, C = \underset{\text{Calciumphosphat}}{Ca_3 (PO_4)_2} + \underset{\text{Kohlenoxyd}}{10\, CO} +$$
$$6\, H_2O + 4\, P$$

Aufgaben.

1. Wie viel Phosphor ist in 100 Pfd. Knochenasche enthalten, welche aus $^4/_5$ ihres Gewichts phosphorsaurem und $^1/_5$ kohlensaurem Kalk besteht?

Auflösung.

$\frac{100 \,.\, 4}{1}$ = 80 Pfd. phosphors. Kalk = $Ca_3 (PO_4)_2$

$$\begin{aligned} 3\, Ca &= 3 \,.\, 40 = 120 \\ 2\, P &= 2 \,.\, 31 = 62 \qquad 2\, P = 62 \\ 8\, O &= 8 \,.\, 16 = 128 \\ \hline Ca_3 (PO_4)_2 &= 310 \end{aligned}$$

daher 310 : 62 = 80 : x

x = 16 Pfd. Phosphor.

2. Wie viel läßt sich aber aus diesen 80 Pfund Calciumphosphat Phosphor gewinnen?

Auflösung.

Laut obigem chem. Prozesse erhalten wir aus 3 Molek. Calciumphospat 4 At. Phosphor; wir haben daher:

$$\begin{array}{ll} & 9\,Ca = 9\,.\,40 = 360 \\ 4\,P = 124 & 6\,P = 6\,.\,31 = 186 \\ & 24\,O = 24\,.\,16 = 384 \\ \hline & 3\,[Ca_3\,(PO_4)_2] = 930 \end{array}$$

folglich $930\,.\,124 = 80\,.\,x$

$x = 10{,}6$ Pfund Phosphor.

Phosphor und Wasserstoff.

Der P bildet mit dem H drei Verbindungen, nämlich den festen, flüssigen und gasförmigen Phosphorwasserstoff; der Letztere ist der wichtigere.

Phosphorwasserstoffgas H_3P, bildet sich beim Erhitzen von unterphosphoriger Säure und phosphoriger Säure, wobei dieselben in Phosphorsäure und Phosphorwasserstoff zerfallen:

a. $2\,H_3\,PO_2 = H_3\,PO_4 + H_3\,P$
Unterphosphorige Säure Phosphorsäure

b. $4\,H_3\,PO_3 = 3\,H_3\,PO_4 + H_3\,P.$
Phosphorige Säure Phosphorsäure

Gewöhnlich stellt man den gasförmigen Phosphorwasserstoff dar, durch Erhitzen von P, Wasser und Natriumhydroxyd:

$4\,P + 3\,H_3\,O + 3\,H\,Na\,O = 3\,Na\,H_2\,PO_2 + H_2\,P.$
Natriumhydroxyd saures Natriumhypophosphit.

Oxydationsstoffen des Phosphors.

Man kennt folgende Verbindungen des P mit dem O:

Unterphosphorigsäureanhydrid	$P_2\,O$
Phosphorigsäureanhydrid	$P_2\,O_3$
Phosphorsäureanhydrid	$P_2\,O_5$

Diese Anhydride in Verb. mit $H_2\,O$ liefern die Säuren selbst:

$P_2\,O + 3\,H_2\,O = 2\,H_3\,PO_2$ unterphosphorige Säure,
$P_2\,O_3 + 3\,H_2\,O = 2\,H_3\,PO_3$ phosphorige Säure,
$P_2\,O_5 + 3\,H_2\,O = 2\,H_3\,PO_4$ Phosphorsäure.

Da aber die Phosphorsäure **trihydrisch**, die phosphorige Säure **dihydrisch** und die unterphosphorige Säure **monohydrisch** ist, so müssen wir richtig schreiben:

Unterphosphorige Säure	$= H\,(H_2\,PO_2)$,
Phosphorige Säure	$= H_2\,(H\,PO_3)$ und
Phosphorsäure	$= H_3\,PO_4$

1. Gewöhnliche oder trihydrische **Phosphorsäure,** $H_3\,PO_4$ erhält man durch Oxydation des Phosphors mit Salpetersäure.

$$3\,P + 5\,H\,NO_3 + 2\,H_2\,O = 5\,NO + 3\,H_3\,PO_4$$

Salpetersäure — Stickoxyd.

Im Großen gewinnt man die Phosphorsäure durch Behandeln von Knochenasche mit Schwefelsäure, wobei sich wie oben angegeben saures Calciumphosphat bildet, dieses wird dann eingedampft und mit Schwefelsäure im Ueberschuß versetzt:

$$\left.\begin{matrix}H_4\\Ca\end{matrix}\right\}(PO_4)_2 + H_2\,SO_4 = Ca\,SO_4 + 2\,H_3\,PO_4$$

Saures Calciumphosphat — Calciumsulfat — Phosphorsäure

2. **Pyrophosphorsäure** oder **tetrahydrische Diphosphorsäure:**

$H_4\,P_2\,O_7$ entsteht, wenn man gewöhnliche Phosphorsäure bis auf 215° erhitzt, wobei aus je 2 Molek. Phosphorsäure die Elemente von einem Molek. Wasser austreten:

$$2\,H_3\,PO_4 - H_2\,O = H_4\,P_2\,O_7$$

Gewöhnlich gewinnt man sie dadurch, daß man Bleipyrophosphat in Wasser suspendirt und durch diese Mischung Schwefelwasserstoff leitet:

$$Pb_2\,P_2\,O_7 + 2\,H_2\,S = 2\,P\,S + H_4\,P_2\,O_7$$

Bleipyrophosphat — Bleisulfid

3. **Metaphosphorsäure** oder **monohydrische Phosphorsäure:**

HPO_3 entsteht, wenn man Phosphorsäureanhydrid in Wasser löst:

$$P_2\,O_5 + H_2\,O = 2\,HPO_3$$

oder wenn man gewöhnliche Phosphorsäure oder Pyrophosphorsäure bis zu Rotglühen erhitzt, wobei in beiden Fällen die Elemente von 1 Mol. $H_2\,O$ austreten:

$$H_3\,PO_4 - H_2\,O = HPO_3$$
$$H_4\,P_2\,O_7 - H_2\,O = 2\,HPO_3$$

Bor. Borium. B.

Atomgewicht = 11.

Das Bor kann nach drei verschiedenen Methoden dargestellt werden, wovon jede dieses Element mit verschiedenen Eigenschaften begabt, erhalten läßt:

1) Man zersetzt Borsäureanhydrid in der Glühhitze durch Natrium:

$$\underset{\text{Borsäureanhydrid}}{2\,B_2\,O_3} + \underset{\text{Natrium}}{6\,Na} = \underset{\text{Natriumborat}}{2\,Na_3\,B\,O_3} + 2\,B$$

2) Man leitet einen Strom von Borchlorid über geschmolzenes Aluminium:

$$\underset{\text{Aluminium}}{2\,Al} + \underset{\text{Borchlorid}}{2\,B\,Cl_3} = \underset{\text{Aluminiumchlorid}}{Al^{VI}\,Cl_6} + 2\,B$$

3) Man setzt Borsäureanhydrid mit Aluminium einer starken Hitze aus:

$$\underset{\text{Aluminium}}{2\,Al} + \underset{\text{Borsäureanhydrid}}{B_2\,O_3} = \underset{\text{Aluminiumoxyd.}}{Al^{VI}\,O_3} + 2\,B$$

Bor- und Sauerstoff.

Borsäureanhydrid, $B_2\,O_3$, wird erhalten, wenn man Borsäure bis über die Rotglühhitze bringt:

$$2\,H_3\,B\,O_3 - 3\,H_2\,O = B_2\,O_3$$

Borsäure bis zu 100° erwärmt, verliert 1 Molek. Wasser und geht in die Anhydrosäure über:

$$H_3\,B\,O_3 - H_2\,O = \underset{\text{Monohydrische Borsäure.}}{H\,B\,O_2}$$

Bis zur Rotglühhitze gebracht, bildet sie unter Verlust von $H_2\,O$ eine 2. Anhydrosäure:

$$4\,H_3\,B\,O_3 - 5\,H_2\,O = \underset{\text{Dihydrische Tetraborsäure.}}{H_2\,B_4\,O_7}$$

Borsäure $H_3\,B\,O_3$ erhält man durch Behandlung einer Auflösung von Borax in heißem Wasser mit Salzsäure.

$$\underset{\substack{\text{Na-ditetraborat}\\ \text{oder Borax}}}{Na_2\,B_4\,C_7} + 2\,H\,Cl + 8\,H_2\,O = 2\,Na\,Cl + 4\,H_3\,B\,O_3$$

Kohlenstoff. Carbonium. C.

Atomgewicht = 14.

Von den Verb. des C **mit dem** H seien hier nur erwähnt das **Methan,** Sumpfgas, Grubengas, Methylwasserstoff oder leichter Kohlenwasserstoff, $C H_4$; wird rein erhalten durch Behandeln von Calciumacetat mit Aetzkalk:

$$\underset{\text{Ca-acetat}}{Ca (C_2 H_3 O_2)_2} + Ca (H O)_2 = \underset{\text{Ca-carbonat}}{2 Ca C O_3} + 2 C H_4$$

und das **Aethylen,** ölbildendes oder schweres Kohlenwasserstoffgas, $C_2 H_4$; erhält man durch Erhitzen von Alkohol und $H_2 S O_4$, wobei letztere dem Alkohol die Elemente von 1 Mol. $H_2 O$ entzieht:

$$\underset{\text{Alkohol}}{C_2 H_6 O} - H_2 O = C_2 H_4$$

Kohlenstoff und Sauerstoff.

C und O verbinden sich in zwei Verhältnissen und bilden **Kohlenoxyd,** C O **und Kohlensäureanhydrid** (oder auch häufig kurzweg blos Kohlensäure genannt) **CO_2**.

$C O_2$ in $H_2 O$ gelöst, schmeckt säuerlich und färbt Lackmus schwachrot, daher dürfte in dieser Lösung, genannt **kohlensaures Wasser,** Kohlensäure vorhanden sein:

$$C O_2 + H_2 O = H_2 C O_3$$

$C O_2$ wird dargestellt durch Zersetzung eines Carbonats (Marmor, Kreide) mit einer Säure:

$$\underset{\text{Ca-carbonat}}{Ca C O_3} + 2 H Cl = Ca Cl_2 + H_2 O + C O_2$$ [1])

---

[1]) Durch den Lebensprozeß der Thiere, welcher ein Oxydationsprozeß ist, wird der Luft fortwährend O entzogen und dafür $C O_2$ zugeführt. — Die Pflanzen dagegen, deren Lebensprozeß im wesentlichen ein Reduktionsvorgang ist, nehmen aus der Luft CO_2 auf, zersetzen dasselbe unter Mitwirkung des Lichtes in C, der zur Bildung ihrer verschiedenen Organe dient und in O, der wieder ausathmet wird. Ohne Pflanzen würde die Thierwelt wegen Mangel an O untergehen und ohne Thierwelt die Pflanzen wegen Mangel an CO_2 nicht bestehen können; beide ergänzen sich.

Auf Zusatz von H Cl zeigen die kohlensauren Salze oder Carbonate ein lebhaftes Aufbrausen von der sich entwickelnden Kohlensäure.

Die Carbonate der Alkalimetalle sind in $H_2 O$ löslich und reagiren stark alkalisch, alle anderen sind unslöslich; in der Hitze verlieren alle, mit Ausnahme des K-, Na-, Ba- und S-carbonats — CO_2 unter Zurücklassung des Metalloxyds.

Kohlenoxyd, CO wird erhalten durch Erhitzen von krystallisierter Kleesäure mit Schwefelsäure:

$$\underset{\text{Kleesäure.}}{H_2\,C_2\,O_4 \,.\, 2\,aq.} + H_2\,SO_4 = H_2\,SO_4 \,.\, 3\,aq. + CO_2 + CO$$

Kohlenstoff und Stickstoff.

Cyan, $C_2\,N_2 = \left.\begin{matrix} CN \\ CN \end{matrix}\right\} = Cy_2$ stellt man durch Erhitzen von Quecksilbercyanid dar:

$$\underset{\text{Quecksilbercyanid}}{Hg\,Cy_2} = \underset{\text{Quecksilber.}}{Hg} + 2\,Cy$$

Cyan und Wasserstoff.

Die **Cyanwasserstoff-** oder **Blausäure** H C N oder H Cy wird dargestellt durch Erhitzen von Quecksilbercyanid mit Chlorwasserstoff:

$$2\,H\,Cl + \underset{\text{Hg-cyanid}}{Hg\,Cy_2} = \underset{\text{Hg-chlorid.}}{Hg\,Cl_2} + 2\,H\,Cy$$

Prozeß der Reinigung des Leuchtgases durch die Laming'sche Masse:

$$\underbrace{\underset{\text{Eisenhydroxid}}{Fe^{VI}\,(HO)_6} + \underset{\text{Ca-hydroxid}}{Ca\,(HO)_2} + \underset{\text{Ca-sulfat}}{Ca\,SO_4}}_{\text{Laming'sche Masse.}} +$$

$$+ 2\,CO_2 + 2\,H_3\,N + 3\,H_2\,S =$$

$$= \underset{\text{Eisensulfid}}{Fe\,S_3} + \underset{\text{Ammoniumsulfat}}{(H_4\,N)'_2\,SO_4} + \underset{\text{Calciumcarbonat.}}{2\,Ca\,CO_3} +$$

$$+ 6\,H_2\,O.$$

Kiesel. Silicium.[1]) Si.

Atomgewicht = 28.

Si erhält man u. a. durch Glühen von Kaliumsiliciumfluorid mit Kalium:

$$\underset{\text{Kaliumsiliciumfluorid.}}{\left.\begin{matrix} K_2 \\ Si \end{matrix}\right\} Fl_4} + 4\,K = 4\,K\,Fl + Si$$

---

[1]) von Silex, Kieselstein.

Silicium und Wasserstoff.

Siliciumwasserstoff, $Si\,H_4$, erhält man, wenn man Siliciummagnesium in ein Glas mit $H\,Cl$ wirft:

$$Mg_2\,Si + 4\,H\,Cl = 2\,Mg\,Cl_2 + Si\,H_4$$

Siliciummagnesium — Mg-chlorid.

Silicium und Sauerstoff.

Kieselsäure, $H_4\,Si\,O_4$, erhält man gallerartig bei der Einwirkung von $H_2\,O$ auf Kieselfluorid, $Si\,Fl_4$:

$$3\,Si\,Fl_4 + 4\,H_2\,O = 2\,H_2\,Si\,Fl_6 + H_4\,Si\,O_4$$

Kieselfluorwasserstoff.

Silicium und Chlor.

Siliciumfluorid oder **Fluorsilicium** $Si\,Fl_4$ wird dargestellt, indem man $H\,Fl$ über ein rotglühendes Gemenge von $Si\,O_2$ und Kohle leitet:

$$Si\,O_2 + 4\,H\,Fl + 2\,C = 2\,H_2\,O + Si\,Fl_4 + 2\,CO$$

Kieselsäure-anhydrid.

Durch $H_2\,O$ wird das Fluorsilicium in Kieselsäure und eine andere Säure, die sogenannte Kieselfluorwasserstoffsäure, $H_2\,Si\,Fl_6$, zersetzt:

$$3\,Si\,Fl_4 + 4\,H_2\,O = H_4\,Si\,O_4 + 2\,H_2\,Si\,Fl_6$$

Si-fluorid — Kieselsäure — Kieselfluorwasserstoffsäure.

Bei der Einwirkung auf Basen bildet die Kieselfluorwasserstoffsäure durch doppelte Zersetzung — Doppelfluoride, z. B.

$$\left.\begin{matrix}H_2\\Si\end{matrix}\right\}Fl_6 + 2\,K\,H\,O = \left.\begin{matrix}K_2\\Si\end{matrix}\right\}Fl_6 + 2\,H_2\,O$$

Kaliumhydroxyd — Kalium-siliciumfluorid.

II. Die elektropositiven Elemente oder Metalle.

a. Leichtmetalle. Alkalimetalle.

Kalium. Kalium. K.

Atomgewicht = 39.

Gewinnung: Durch starkes Glühen eines Gemenges von Kaliumcarbonat mit Kohle:

$$\underset{\text{Kaliumcarbonat}}{K_2CO_3} + \underset{\text{Kohle}}{2C} = \underset{\text{Kohlenoxyd.}}{3CO} + 2K$$

Kaliumhydroxyd (Kalihydrat), KHO, oder kaustisches Kali, Aetzkali genannt, erhält man durch Erhitzen einer Lösung von Kaliumcarbonat bis zum Sieden, unter Zugabe von $^2/_3$ gebranntem, mit Wasser zu einem dünnen Brei abgelöschtem Kalk:

$$K_2CO_3 + \underset{\text{Calciumhydroxyd}}{CaH_2O_2} = \underset{\text{Calciumcarbonat.}}{CaCO_3} + 2KHO$$

Kaliummonosulfid oder **Kaliumsulfid**, K_2S, stellt man dar durch Glühen von Kaliumsulfat mit Kohle:

$$\underset{\text{Kaliumsulfat.}}{K_2SO_4} + 4C = 4CO + K_2S$$

Kaliumhydrosulfid, KHS, ist in Lösung enthalten, wenn man eine Lösung von Kaliumhydroxyd mit Schwefelwasserstoff sättigt:

$$\underset{\text{Kaliumhydroxyd}}{KHO} + \underset{\text{Schwefelwasserstoff}}{H_2S} = H_2O + \underset{\text{Kaliumhydrosulfid.}}{KHS}$$

Kaliumjodid oder **Jodkalium** KJ, bildet sich, wenn man in eine conc. Lösung von Kaliumhydroxyd so lange Jod einträgt, bis die Lösung gelb gefärbt bleibt:

$$6J + \underset{\text{Kaliumhydroxyd}}{6KHO} = 3H_2O + \underset{\text{Kaliumjodat}}{KJO_3} + \underset{\text{Kaliumjodid.}}{KJ}$$

Kaliumcyanid oder **Cyankalium**, KCN oder KCy, dessen gewöhnlichste Darstellung ist die aus dem

gelben Blutlaugensalz (Kaliumferrocyanid) s. d. durch Entwässern und Schmelzen:

$$K_4 Fe'' Cy_6 = Fe C_2 + 2 N + 4 K Cy$$
Kaliumferrocyanid Kohlenstoffeisen.

Kaliumhypochlorit (unterchlorigsaures Kalium) K Cl O; eine Lösung dieses Salzes mit Kaliumchlorid ist bekannt unter dem Namen „Eau de Javelle" als Bleichwasser und wird dargestellt, indem man Chlorkalk mit Wasser auszieht und die Flüssigkeit mit Kaliumcarbonat behandelt, wobei sich Calciumcarbonat ausscheidet:

$$[Ca (Cl O)_2 + Ca Cl_2] + 2 K_2 CO_3 =$$
Chlorkalk Kaliumcarbonat

$$2 Ca CO_3 + 2 K Cl O + 2 K Cl$$
Calciumcarbonat Kaliumhypochlorit Kaliumchlorid.

Kaliumchlorat (**chlorsaures Kalium**) K Cl O_3[1])

Darstellung: Kalkmilch mit Chlor sättigen und das hiebei entstandene Calciumchlorat durch Kaliumchlorid zersetzen:

$$Ca (Cl O_3)_2 + 2 K Cl = Ca Cl_2 + 2 K Cl O_3.$$
Calciumchlorat Kaliumchlorid Calciumchlorid Kaliumchlorat

Oder man leitet in eine erwärmte Aetzkalilösung so lange Chlor, als dieses noch aufgenommen wird; so erhält man beim Erkalten der Flüssigkeit perlmutterglänzende Schuppen von chlorsaurem Kalium, während Chlorkalium in Lösung bleibt:

$$6 K H O + 6 Cl = K Cl O_3 + 5 K Cl + 3 H_2 O$$
Kaliumhydroxid Kaliumchlorat Kaliumchlorid

---

[1]) Wie bekannt dient dieses Salz vorzüglich in der Feuerwerkerei und zwar besonders zu sogen. bengalischem Feuer. Hier verwendet man neben dem Kaliumchlorat und Schwefel, auch noch andere Zusätze und zwar für roth — Sr-chlorat, gelb — entwässertes Na-carbonat, hellblau — geglühten Alaun, dunkelblau — Cu-carbonat und Alaun, hellgrün — Ba-carbonat, violett K-carbonat und Alaun, grün — Ba-nitrat und weiß Sb-trisulfid und gebrannten Kalk.

Aufgabe.

Es sollen 120 Gramm chlorsaures Kalium aus Kalilauge und Chlor dargestellt werden. — Wie viel Braunstein ist durch Salzsäure zu zersetzen, um das nötige Chlor zu liefern?

Auflösung. Der chemische Prozeß der Darstellung des Chlors aus Braunstein und Salzsäure sagt uns, daß man vermittelst je 1 Molek. Braunstein durch Zersetzung mittelst Salzsäure — je 2 At. Chlor erhält; nun braucht man aber nach Vorgehendem bei der Bereitung von Kaliumchlorat je 6 At. Chlor zur Gewinnung von 1 Molek. chlorsaurem Kalium, folglich braucht man zur Bildung von diesem einen Molek. chlorsaurem Kalium 3 Molek. Braunstein zur Lieferung der nötigen Clormenge und wir haben:

K =	39		
Cl =	35,5	3 Mn = 3 . 55 =	165
3 O = 3 . 16 =	48	6 O = 6 . 16 =	96
$K\,Cl\,O_3$ =	122,5	$3\,Mn\,O_2$ =	261

daher 122,5 : 261 = 120 : x

x = 255,67 Grm. Braunstein.

Kaliumnitrat (salpetersaures Kalium), $K\,N\,O_3$.

Nitrate oder salpetersaure Salze entstehen überall da, wo stickstoffhaltige org. Körper bei Gegenwart der Oxyde oder Carbonate der Alkali- oder Alkali-Erdmetalle bei Luftzutritt in Fäulnis übergehen, wobei sich zuerst Ammoniak bildet, (welches durch seinen Geruch wahrnehmbar ist), dieses oxydiert sich dann zu $H\,N\,O_3$ und diese bildet dann mit dem vorhandenen Oxyd — einen Salpeter; z. B.

$$2\,H_3\,N + 8\,O + Ca\,O = Ca\,(N\,O_3)_2 + 3\,H_2\,O$$

daher in Ställen und Dungstätten (Saliter), sowie in der Erde unter den Ställen; aus dieser gelangt das Salz auch in unser Brunnenwasser und macht dieses nicht nur schlecht, sondern gerade zu der Gesundheit nachteilig.[1])

[1]) Wasser, welches Nitrate oder Chloride enthält, soll nicht durch Bleiröhren geleitet werden, da in diesen Fällen immer etwas

Der angeführte Prozeß findet in den sogenannten Salpeterplantagen statt. Gegenwärtig bereitet man den Kaliumsalpeter vorzugsweise durch Zersetzen des Na-nitrats (Chilisalpeter) mittelst K Cl:[2])

$$Na\ C\ O_3 + K\ Cl = Na\ Cl + K\ N\ O_3.$$

Bei beginnender Rothgluth zersetzt sich der Salpeter in salpetrigsaures Kalium und O:

$$K\ N\ O_3 = K\ N\ O_2 + O;$$

bei voller Rothgluth, tritt eine gänzliche Zersetzung ein:

$$2\ K\ N\ O_3 = K_2\ O + 5\ O + 2\ N.$$

Saures Kaliumcarbonat, $\left.\begin{matrix}H\\K\end{matrix}\right\}C\ O_3$ setzt sich in Krystallen ab, wenn man Kohlensäureanhydrid durch eine conc. Lösung von Kaliumcarbonat leitet:

$$\underset{\text{Kaliumcarbonat}}{K_2\ C\ O_3} + H_2\ O + \underset{\text{Kohlensäureanhydrid}}{C\ O_2} = 2\left.\begin{matrix}H\\K\end{matrix}\right\}C\ O_3.$$

Natrium. Natrium. Na.

Atomgewicht = 23.

Natronhydrat, Na-Hydroxyd oder **Aetznatron** Na H O.

Darstellung. Eine Lösung von 3 Tln. Soda (krystallisirtes Natriumcarbonat) in 15 Tln. Wasser bis zum Sieden erhitzt und darauf 1 Tl. gebrannten Kalk mit drei

---

Pb sich löst und das Wasser ungesund macht, ist das $H_2\ O$ dagegen **hart**, besitzt es also Carbonate und Sulfate, so bildet sich in den Bleiröhren ein dünner Überzug von unlöslichem Bleicarbonat und Bleisulfat, welche das Metall vor weiterem Angriff schützen, daher solches $H_2\ O$ ohne Gefahr zum Kochen und Trinken verwendet werden kann.

[2]) Hauptfundorte für K Cl sind: Staßfurt (preußisch) und Leopoldshall (anhaltisch). Die Hauptanwendung findet der Salpeter in der Schießpulverfabrikation. — Die Wirkung desselben beim Entzünden beruht darauf, daß die vorher festen Körper zum Teil in gasförmige übergehen und dabei den 2500fachen Raum einnehmen. — Der S dient zur Beförderung der Verbrennung, die Kohle trägt vorzüglich zur Bildung der Gase bei. — Der Verbrennungsprozeß kann ausgedrückt werden:

$$2\ K\ N\ O_3 + S + 3\ C = K_2\ S + 2\ N + 3\ C\ O_2$$

Tln. Wasser gelöscht (Calciumhydroxyd), in kleinen Portionen zusetzt:

$$Na_2\,C\,O_3 + Ca\,H_2\,O_2 = Ca\,C\,O_3 + 2\,Na\,H\,O$$

Natriumcarbonat Calciumhydroxyd Calciumcarbonat

Natriumhyposulfit (unterschwefligsaures Natrium) $Na_2\,S_2\,O_3$.

Darstellung. Durch Einleiten von Schwefeligsäureanhydrid in eine Auflösung von Natriumsulfid:

$$2\,Na_2\,S + 3\,S\,O_2 = 2\,Na_2\,S_2\,O_3 + S$$

Natriumsulfid Natriumhyposulfit.

In hoher Temperatur wird dieses Salz zersetzt:

$$4\,Na_2\,S_2\,O_3 = 3\,Na_2\,S\,O_4 + Na_2\,S_5$$

Natriumhyposulfit Natriumsulfat Natriumpentasulfid.

Durch Chlor bei Gegenwart von Wasser wird es ebenfalls zersetzt:

$$Na_2\,S_2\,O_3 + 8\,Cl + 5\,H_2\,O = 2\left.\begin{matrix}H\\Na\end{matrix}\right\}S\,O_4 + 8\,H\,Cl$$ [1])

Natriumhyposulfit Saures Natriumsulfat.

Natriumtetraborat, Natriumditetraborat oder der **Borax:**[2]) $Na_2\,B_4\,O_7$ wird in neuerer Zeit durch Neutralisation der toskanischen Borsäure mit Natriumcarbonat dargestellt:

$$Na_2\,CO_3 + 4\,H_3\,BO_3 = CO_2 + 6\,H_2\,O + Na_2\,B_4\,O_7$$

Natriumcarbonat Borsäure Kohlensäureanhydrid.

Natriumcarbonat, normales: $Na_2\,CO_3$ (**Soda**).

Die Darstellung derselben nach der Methode von Leblanc läuft in zwei Phasen, die zugleich zwei ver-

---

[1]) Dieser Prozeß wurde schon beim S berührt.

[2]) Beim Erhitzen schmilzt der Borax in seinem Krystallwasser (wässeriger Fluß), bläht sich, dieses abgebend, stark auf und schmilzt dann bei Rotglut (feueriger Fluß) zu einer zähen glasartigen Masse, dem Boraxglase, welches durch versch. Metalloxyde verschieden gefärbt wird, was man bei Löthrohrversuchen benutzt.

schiedene Operationen bilden, ab. Die erste besteht in der Einwirkung von Schwefelsäure auf Kochsalz.

$$2\,NaCl + H_2SO_4 = 2\,HCl + Na_2SO_4$$

Natriumchlorid — Normales Natriumsulfat.

Die zweite besteht in dem Glühen des Na_2SO_4 mit Kohle und $CaCO_3$; es bildet sich Na_2CO_3 und Calciumoxysulfid, welch letzteres in H_2O unlöslich ist:

$$3\,Na_2SO_4 + 13\,C + 4\,CaCO_3 =$$
$$3\,Na_2CO_3 + 14\,CO + Ca_4OS_3$$

Ca-oxysulfid.

Aufgaben.

1. Wie viel Prozent Wasser enthält die krystallisierte Soda:

Auflösung.

2 Na	=	2 . 23 =	46
C	=		12
3 O	=	3 . 16 =	48
20 H	=	20 . 1 =	20
10 O	=	10 . 16 =	160
$Na_2CO_3 + 10\,H_2O$	=		286

20 H	=	20
10 O	=	160
$10\,H_2O$	=	180

daher: 286 : 180 = 100 : x

x = 62,9 Prozent Wasser.

2. Wie viel Pfd. chrystallisierte Soda, $Na_2CO_3 + 10\,H_2O$ erhält man nach dem Leblanc'schen Verfahren aus 100 Pfd. Kochsalz?

Auflösung:

Zur Durchführung der Aufgabe brauchen wir den chemischen Prozeß. Zur Veranschaulichung desselben nehmen wir:

$$2\,NaCl + H_2SO_4 = 2\,HCl + Na_2SO_4$$
$$3\,Na_2SO_4 + 13\,C + 4\,CaCO_3 = 3\,Na_2CO_3 +$$
$$14\,CO + Ca_4OS_3$$

Der Prozeß sagt uns, daß man zur Gewinnung von 3 Mol. Soda 6 Mol. Kochsalz braucht, folglich brauchen wir das Gewicht von 6 Mol. Na Cl und 3 Mol. $Na_2\ CO_3$

6 Na =	6.23 =	138	6 Na =	6.23 =	138
6 Cl =	6.35.5 =	213	3 C =	3.12 =	36
6 Na Cl =		351	9 O =	9.16 =	144
			$3\ Na_2\ CO_3$ =		318

da aber die chrystallisierte Soda in Frage ist, so kommt dazu noch das Gewicht von 30 Mol. $H_2\ O$

$$60\ H = 60$$
$$30\ O = 480$$
$$3\ Na_2\ C\ O_3 + 30\ H_2\ O = 858$$

und es ergibt sich die Proportion:

$$351 : 858 = 100 : x$$
$$x = 244{,}4 \text{ Pfd. kryst. Soda.}$$

In neuerer Zeit stellt man die Soda direkt aus dem Na Cl dar, nach dem sogenannten **Amoniakverfahren**, indem man Na Cl mit saurem Ammoniumcarbonat zersetzt; es schlägt sich hiebei saures Na-carbonat nieder, während Salmiak gelöst bleibt:

$$2\ Na\ Cl + 2\ (H_4\ N)\ H\ C\ O_3 = 2\ Na\ H\ C\ O_3 + 2\ H_4\ N\ Cl$$

ersteres gibt beim Glühen die Hälfte des $C\ O_2$ ab, (das wieder benützt wird) und man erhält normales Na-carbonat:

$$2\ Na\ H\ C\ O_3 = Na_2\ C\ O_3 + C\ O_2 + H_2\ O.$$

Der beim 1. Prozeß erhaltene Salmiak liefert durch Glühen mit Aetzkalk — Ammoniak:

$$2\ H_4\ N\ Cl + Ca\ (H\ O)_2 = Ca\ Cl_2 + 2\ H_3\ N + 2\ H_2\ O.$$

Dieses Ammoniak gibt dann mit dem beim 2. Prozesse erhaltenen $C\ O_2$ wieder saures Ammoniumcarbonat:

$$H_3\ N + H_2\ O + C\ O_2 = (H_4\ N)\ H\ C\ O_3.$$

Saures (zweifach kohlensaures) Natrium doppelt kohlensaures Natrium, oder Natriumbicarbonicum: $\left.\begin{matrix}H\\Na\end{matrix}\right\}CO_3$

Darstellung. Einleiten von Kohlensäureanhydrid in ein inniges Gemenge von 1 Tl. krystallisirtem und 3 Tln. entwässertem Natriumcarbonat:

$$Na_2\,CO_3 + 10H_2O + 9Na_2\,CO_3 + 10\,CO_2 = 20 \left.\begin{matrix} H \\ Na \end{matrix}\right\} CO_3.$$

Es dient vorzüglich zu moussierenden Getränken (Brausepulver.)

Natriumsesquiphosphat oder anderthalbfach saures Na-phosphat wird erhalten aus einer heißen Lösung von dreifach saurem Na-phosphat (s. Darst. d. P) mit $Na_2\,CO_3$.

$$\left.\begin{matrix} H_4 \\ Ca \end{matrix}\right\} (PO_4)'''_2 + 2\,Na_2\,CO_3 = Ca\,CO_3 + H_2O + CO_2$$
$$+ 2\,Na_2\,HPO_4$$

Ammonium. $(H_4\,N)' = Am'$

ist ein elektropositives Radical, das in seinem chemischen Verhalten dem K und Na sehr nahe steht.

Eine Legierung des Ammoniums mit Quecksilber, das Ammoniumamalgam, erhält man durch doppelte Zersetzung bei Einwirkung von Natriumamalgam auf eine conc. Lösung von Ammoniumchlorid:

$Hgx\,Na$	+	$NH_4\,Cl$	=	$Na\,Cl$	+	$Hgx\,NH_4$
Natrium-amalgam		Ammonium-chlorid		Natriumchlorid		Ammonium-amalgam

Ammoniumsulfid und **Ammoniumhydrosulfid.**

Ammoniumhydrosulfid $(NH_4)'\,HS$ erhält man, wenn man einen Strom Schwefelwasserstoffgas in verdünnte Ammoniakflüssigkeit leitet:

$H_2\,S$	+	$H_3\,N$	=	$(N\,H_4)'\,H\,S$
Schwefelwasserstoff		Ammoniak		Ammoniumhydrosulfid

Fügt man dieser Verbindung noch eine gleiche Menge Ammoniak hinzu, so bildet sich Ammoniumsulfid:

$(N\,H_4)'\,HS$	+	$H_3\,N$	=	$(N\,H_4)'_2\,S$
Ammoniumhydrosulfid		Ammoniak		Ammoniumsulfid

Ammoniumchlorid (salzsaures Ammoniak) oder **Salmiak:** $H_4\,N\,Cl$ kann dargestellt werden durch Sublimation von Amoniumsulfat mit Natriumchlorid:

$$(N\,H_4)'_2\,S\,O_4 + 2\,Na\,Cl = Na_2\,S\,O_4 + 2\,NH_4\,Cl.$$

Das **Ammoniumsesquicarbonat** (**Hirschhornsalz**), d. i. anderthalbfachsaures Carbonat minus Wasser:

$$\left.\begin{matrix}H_2\\(NH_4)_4\end{matrix}\right\}(CO_3)_3 - H_2O = (NH_4)'_4\,C_3\,O_8$$

erhält man durch Sublimation eines Gemenges von Calciumcarbonat (Kreide) und Amoniumsulfat in thönernen oder gußeisernen Retorten:

$$\underset{\text{Ammoniumsulfat.}}{3\,(NH_4)'_2\,S\,O_4} + \underset{\text{Calciumcarbonat.}}{3\,Ca\,CO_3} =$$

$$\underset{\text{Calciumsulfat}}{3\,Ca\,SO_4} + \underset{\text{Wasser}}{H_2\,O} + \underset{\text{Ammoniak.}}{2\,N\,H_3} + (NH_4)'_4\,C_3\,O_8.$$

Calcium. Calcium. Ca.

Atomgewicht = 40.

Calciumoxyd, Kalk oder **gebrannter Kalk**: Ca O erhält man durch Glühen des reinen Carbonats, z. B. des weißen Marmors:

$$\underset{\text{Calciumcarbonat}}{Ca\,CO_3} = \underset{\text{Kohlensäureanhydrid}}{C\,O_2} + Ca\,O$$

Calciumonosulfid: Ca S, entsteht durch Reduktion von Calciumsulfat mit Kohlen- oder Wasserstoff:

a) $\underset{\text{Calciumsulfat}}{Ca\,S\,O_4} + \underset{\text{Kohle}}{4\,C} = Ca\,S + \underset{\text{Kohlenoxyd}}{4\,C\,O}$

b) $Ca\,S\,O_4 + 8\,H = Ca\,S + 4\,H_2\,O.$

In Wasser zersetzt sich das Calciummonosulfid:

$$2\,Ca\,S + 2\,H_2\,O = \underset{\text{Calciumhydroxyd}}{Ca\,H_2\,O_2} + \underset{\text{Calciumhydrosulfid.}}{Ca\,H_2\,S_2}$$

Chlorkalk oder **Bleichkalk** d. i. ein Gemenge von Calciumhypochlorit, Chlorcalcium und Calciumhydroxyd, erhält man durch Leiten von Chlorgas auf Calciumhydroxyd:

$$\underset{\text{Calciumhydroxyd}}{2\,Ca\,(HO)_2} + 4\,Cl = \underset{\text{Calciumhypochorit}}{Ca\,(Cl\,O)'_2} + \underset{\text{Calciumchlorid}}{Ca\,Cl_2} + 2\,H_2\,O$$

Zersetzung des Chlorkalks durch Schwefelsäure:

$$[Ca\,Cl_2 + Ca\,(Cl\,O)_2] + 2\,H_2\,S\,O_4 =$$
$$2\,Ca\,SO_4 + 2\,H\,Cl + 2\,H\,Cl\,O$$

die freigewordene Chlorwasserstoffsäure und unterchlorige Säure zersetzen sich weiters:

$$2\,H\,Cl + 2\,H\,Cl\,O = 2\,H_2\,O + 3\,Cl$$

daher auch:

$$[Ca\,Cl_2 + Ca\,(Cl\,O)_2] + 2\,H_2\,SO_4 =$$
$$2\,Ca\,SO_4 + 2\,H_2\,O + 3\,Cl$$

Zersetzung durch Salzsäure:

$$Ca\,(Cl\,O)_2 + 4\,H\,Cl = Ca\,Cl_2 + 2\,H_2\,O + 4\,Cl$$

Zersetzung durch das CO_2 der Luft:

$$[Ca\,Cl_2 + Ca\,(Cl\,O)_2] + 2\,CO_2 =$$
$$2\,Ca\,CO_3 + 4\,Cl.$$

Barium. Barium. Ba.

Atomgewicht = 137.

Bariumsulfid: Ba S, wird durch Reduktion des Bariumsulfats gewonnen:

$$\underset{\text{Bariumsulfat}}{Ba\,S\,O_4} + \underset{\text{Kohle}}{4\,C} = Ba\,S + \underset{\text{Kohlenoxyd}}{C\,O}$$

Der Glührückstand gibt, mit kochendem Wasser behandelt, eine gelbliche Lösung, die **Bariumhydroxyd** und **Bariumhydrosulfid** enthält:

$$2\,Ba\,S + 2\,H_2\,O = Ba\,H_2\,O_2 + Ba\,H_2\,S_2$$

Aluminium. Aluminium. Al.

Atomgewicht = 27,5.

Man gewinnt das Metall durch Erhitzen von Aluminiumchlorid mit Natrium:

$$\underset{\text{Aluminiumchlorid}}{Al^{VI}\,Cl_6} + 6\,Na = \underset{\text{Natriumchlorid}}{6\,Na\,Cl} + 2\,Al$$

Vorteilhafter wendet man statt Aluminiumchlorid **Kryolith** (Natrium — Aluminiumfluorid) an:

$$\left.\begin{matrix} Na_6 \\ Al^{VI} \end{matrix}\right\}\,Fl_{12} + 6\,Na = 12\,Na\,Fl + 2\,Al$$

Das Aluminium löst sich leicht in Salzsäure; auch in Lösungen starker Basen, z. B. in Kalium- und Natriumhydroxyd löst es sich, wobei sich unter Wasserstoffentwicklung alkalische Aluminiumverbindungen **(Aluminate)** bilden.

$$\underset{\text{Natriumhydroxyd}}{6\,Na\,H\,O} + 2\,Al = \underset{\text{Natriumaluminat}}{Na_6\,Al^{VI}\,O_6} + 6\,H$$

Kaliumaluminiumsulfat od. gewöhnlicher Alaun:

$$\left.\begin{matrix}K_2\\ Al^{VI}\end{matrix}\right\}(SO_4)''_4\ 24\ aq.$$

Darstellung desselben aus **Alaunstein:**

Dies in Italien und Ungarn vorkommende Mineral ist ein Doppelsalz von Kaliumsulfat und Aluminiumdrittelsulfat, welches sich beim Glühen in Alaun, Aluminiumoxyd und Wasser zersetzt:

$$\left(K_2SO_4 + 3Al^{VI}\left\{\begin{matrix}(HO)'_4\\ SO_4\end{matrix}\right.\right) = \left.\begin{matrix}K_2\\ Al^{VI}\end{matrix}\right\}(SO_4)''_4 + 2Al^{VI}O_3 + 6HO_2$$

Magnesium. Magnesium. Mg.

Atomgewicht = 24.

Magnesiumhydroxyd: $MgH_2O_2 = Mg(HO)_2$ stellt man durch Fällen eines Magnesiumsalzes vermittelst Natriumhydroxyd dar:

$$MgSO_4 + 2\,NaHO = Na_2SO_4 + MgH_2O_2.$$

Dreiviertel Magnesiumcarbonat:

$Mg_4\left\{\begin{matrix}(HO)'_2\\ (CO_3)''_3\end{matrix}\right.$. 3 aq findet als weiße Magnesia, **Magnesia alba**, ausgedehnte medizinische Anwendung, und wird dargestellt, indem man eine kochende Lösung von Magnesiumsulfat mit Natriumcarbonat fällt, den Niederschlag auswäscht und trocknet:

$$4\,MgSO_4 + 4\,Na_2CO_3 + 4\,H_2O =$$

$$4\,Na_2SO_4 + Mg_4\left\{\begin{matrix}(HO)'_2\\ (CO_3)''_3\end{matrix}\right. .\ 3\ aq. + CO_2$$

b. Schwere Metalle.

Eisen. Ferrum. Fe.

Atomgewicht = 56.

Oxidationsstufen des Fe:

Eisenoxydul FeO
Eisenoxyd $Fe^{VI}O_3$
Eisenoxyduloxyd oder Eisentetroxyd $Fe_3O_4 = FeO + FeO_3$
Eisensäureanhydrid FeO_3

$FeO + H_2O = Fe(HO)_2$	Eisenhydroxyd oder Ferrohydroxyd	Salzbasen.
$Fe^{VI}O_3 + 3H_2O = Fe^{VI}(HO_6)$	Eisenhydroxyd oder Ferrihydroxyd	

Eisenhydroxyd oder **Ferrihydroxyd** (**Eisenoxydhydrat**): $Fe^{VI} H_6 O_6$, stellt man durch Fällung der Lösung eines Ferrisalzes mit Amoniak dar:

$$Fe^{VI} Cl_6 + 6 NH_3 + 6 H_2 O = 6 NH_4 Cl + Fe^{VI} H_6 O_6$$

Ferrichlorid Ammonik Ammoniumchlorid

Läßt man auf die Ferrisalze ein reducierendes Mittel wirken, so gehen sie in Ferrosalze über, wobei 1 Molek. Säure frei wird; z. B.

$$Fe^{VI} (SO_4)''_3 + 2 H = H_2 SO_4 + 2 Fe'' SO_4$$

Ferrisulfat Ferrosulfat

Kaliumferrocyanid oder **Kaliumeisencyanür**:

$$\left.\begin{matrix} K_4 \\ Fe'' \end{matrix}\right\} Cy_6 \,.\, 3\, aq$$

gewöhnlich **gelbes Blutlaugensalz** genannt, wird im Großen dargestellt, indem man Pottasche in einem eisernen Kessel schmilzt und in die geschmolzene Masse stickstoffhaltige Stoffe, z. B. Lederabfälle, Hornspäne, getrocknetes Blut u. dgl. im verkohlten oder unverkohlten Zustande, mit Eisenspäne gemengt, in kleinen Portionen einträgt. Während des Schmelzens des Gemenges entweicht der Stickstoff der organischen Materie (mit H) teils als Amoniak, teils aber bildet er, wie unter ähnlichen Umständen immer, mit dem C der org. Substanz und mit dem K der Pottasche Kaliumcyanid. — Der S der Tiersubstanzen gibt mit dem Eisen Eisenmonosulfid. Wird die Schmelze hierauf mit warmem Wasser behandelt, so bildet sich unter Entwicklung von H Blutlaugensalz, indem das Kaliumcyanid doppelt wirkt, nämlich auf das Eisenmonosulfid und auf das noch vorhandene metallische Eisen:

a. $$Fe'' S + 6 K Cy = \left.\begin{matrix} Fe'' \\ K_4 \end{matrix}\right\} Cy_6 + K_2 S$$

b $$Fe + 6 K Cy + 2 H_2 O = \left.\begin{matrix} K_4 \\ Fe'' \end{matrix}\right\} Cy_6 + 2 KHO + H$$

Kaliumferricyanid oder **Kaliumeisencyanid**:

$\left.\begin{matrix} K_6 \\ Fe^{VI} \end{matrix}\right\} Cy_{12}$, auch **rotes Blutlaugensalz** genannt, erhält man, indem man in eine kaltgesättigte Lösung von

Kaliumferrocyanid so lange Chlor einleitet, bis ein Tropfen der Flüssigkeit mit verdünnter Ferrichloridlösung keinen blauen Niederschlag mehr gibt. — Das Chlor führt hier wie jede andere Ferroverbindung das Ferrocyanid in eine Ferriverbindung über:

$$2 \left.\begin{matrix} K_4 \\ Fe'' \end{matrix}\right\} Cy_6 + 2\,Cl = \left.\begin{matrix} K_6 \\ Fe^{VI} \end{matrix}\right\} Cy_{12} + 2\,K\,Cl.$$

Aufgabe.

Wie viel Kaliumferricyanid erhält man durch hinreichendes Einleiten von Chlor in eine Auflösung von 200 Grm. Kaliumferrocyanid?

Auflösung.

Nach vorhergehendem Prozesse haben wir:

$$\begin{array}{rrcl} & 8\,K & = & 8\,.\,39 = 312 \\ & 2\,Fe & = & 2\,.\,56 = 112 \\ 12\,Cy = \Big\{ & 12\,C & = & 12\,.\,12 = 144 \\ & 12\,N & = & 12\,.\,14 = 168 \\ \hline 2 \left.\begin{matrix} K_4 \\ Fe'' \end{matrix}\right\} & Cy_6 & = & 736 \\ & 6\,K & = & 6\,.\,39 = 234 \\ & 2\,Fe & = & 2\,.\,56 = 112 \\ 12\,Cy = \Big\} & 12\,Ce & = & 12\,.\,12 = 144 \\ & 12\,N & = & 12\,.\,14 = 168 \\ \hline \left.\begin{matrix} K_6 \\ Fe^{VI} \end{matrix}\right\} & Cy_{12} & = & 558 \end{array}$$

$736 : 658 = 200 : x$

$x = 178{,}8$ Grm. Kaliumferricyanid.

Ferroferricyanid oder Berlinerblau:

$$2 \left.\begin{matrix} Fe''_3 \\ Fe^{VI} \end{matrix}\right\} Cy\ 18$$

Läßt man 3 Molekulargewichte Kaliumferrocyanid auf 2 Molekulargewichte Ferrichlorid oder ein anderes normales Ferrisalz wirken, so entsteht ein unlöslicher, auch in sehr verdünnten Flüssigkeiten entstehender Niederschlag von schön blauer Farbe, d. i. **das Berlinerblau:**

$$3 \left.\begin{matrix} K_4 \\ Fe'' \end{matrix}\right\} Cy_6 + 2\,Fe^{VI}\,Cl_6 = 2 \left.\begin{matrix} Fe''_3 \\ Fe^{VI} \end{matrix}\right\} Cy_{18} + 12\,K\,Cl$$

Bringt man eine wässerige Lösung von 2 Molekülargewichten Kaliumferrocyanid mit einer solchen von 1 Molekülargewicht Ferrichlorid zusammen, so erhält man einen ganz ähnlichen Niederschlag, der aber etwas kaliumhaltig ist und sich beim Auswaschen mit dunkelblauer Farbe in Wasser löst; dies ist das sogenannte **lösliche Berlinerblau.** Seine Bildung geht nach folgender Gleichung vor sich:

$$2 \left.\begin{matrix} K_4'' \\ Fe \end{matrix}\right\} Cy_6 + Fe^{VI}\, Cl_6 = \left.\begin{matrix} K_2 \\ Fe_2'' \\ Fe^{VI} \end{matrix}\right\} Cy_{12} + 6\, K\, Cl.$$

Mangan. Manganum. Mn.

Atomgewicht = 55.

Oxydationsstufen des Mn:

Manganoxydul $Mn\,O$
Manganoxyd oder Manganioxyd $Mn^{VI}\,O^3$
Mangantetroxyd oder Manganoxyduloxyd $Mn_3\,O_4 = Mn\,O + Mn\,O_3$
Mangansuperoxyd (Braunstein) $Mn\,O_2$
Mangansäureanhydrid $Mn\,O_3$
Uebermangansäureanhydrid $Mn_2\,O_7$
$Mn\,O + H_2O = Mn\,(HO)_2$ Manganhydroxydul } Salz-
$Mn\,O_3 + 3\,H_2O = Mn\,(HO)_6$ Manganhydroxyd } basen
$Mn\,O_3 + H_2O = H_2\,Mn\,O_4$ Mangansäure
$Mn_2\,O_7 + H_2O = H_2\,Mn_2\,O_8 = H\,Mn\,O_4$ Uebermangansäure.

Manganhydroxydul oder **Manganohydroxyd:** $Mn''\,H_2\,O_2$, entsteht durch Fällung eines löslichen Mangansalzes mit einem Alkali als amorpher weißer Niederschlag:

$$Mn\,S\,O_4 + 2\,K\,H\,O = K_2\,S\,O_4 + Mn\,H_2\,O_2$$

Manganosulfat Kaliumhydroxyd Norm. Kaliumsulfat

Manganhydroxyd oder **Manganihydroxyd:** $Mn^{VI}\,H_6\,O_6$, ist nicht bekannt, man kennt nur das zweite Anhydrid desselben:

$Mn_2H_2O_4$, dasselbe erhält man künstlich durch Oxydation des Hydroxyduls an der Luft oder durch Behandeln von Manganisulfat mit Wasser:

$$Mn^{VI}(SO_4)''_3 + 4\,H_2O = 3\,H_2SO_4 + \underset{\text{Zweites Anhydroxyd des Mangans.}}{Mn_2H_2O_4}$$

Kaliummanganat (mangansaures Kalium): K_2MnO_4, entsteht beim Glühen von gleichen Teilen Braunstein und Kaliumhydroxyd. Die grüne Auflösung desselben zersetzt sich schon beim Verdünnen mit Wasser in Mangansuperhydroxyd nnd Kaliumpermanganat:

$$\underset{\text{Kaliummanganat}}{3\,K_2MnO_4} + 3\,H_2O =$$

$$\underset{\text{Mangansuperhydroxyd}}{MnH_2O_3} + \underset{\text{Kaliumpermanganat}}{2\,KMnO_4} + \underset{\text{Kaliumhydroxyd}}{4\,KHO}$$

Kaliumpermanganat (übermangansaures Kalium): $KMnO_4$ bildet sich außer auf obenerwähntem Wege auch, wenn man durch die grüne Lösung des K-manganats — CO_2 leitet, bis die Lösung rot geworden ist; beim Abdampfen bilden sich fast schwarze Krystalle des Permanganats.

Chrom. Chromum. Cr.

Atomgewicht = 53,5.

Chrommonoxyd, Chromoxydul oder Chromooxyd, CrO
Chromoxyd, Chromsesquioxyd, Chromioxyd, Cr_2O_3
Chromtetroxyd oder Chromoxyduloxyd, $Cr_3O_4 = CrO + Cr_2O_3$
Chromtrioxyd oder Chromsäureanhydrid, CrO_3

$CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$ **Chromsäure.**

Kaliumchromat, gelbes chromsaures Kalium, K_2CrO_4
Kaliumdichromat, rotes chromsaures Kalium, $K_2Cr_2O_7$ ist saures K-chromat minus Wasser $2\left.\begin{matrix}H\\K\end{matrix}\right\}CrO_4 - H_2O = K_2Cr_2O_7$.

Das Kaliumchromisulfat oder **Kaliumchromalaun:** $\left.\begin{matrix}K_2\\Cr^{VI}\end{matrix}\right\}(SO_4)''_4 \cdot 24\,aq$ entsteht bei der Einwirkung reducierend wirkender Substanzen wie Alkohol, SO_2 u. s. w.

auf eine mit H_2SO_4 versetzte Lösung von Kaliumbichromat:

$$\underset{\text{Kaliumbichromat}}{K_2Cr_2O_7} + H_2SO_4 + 3\,SO_2 + 23\,H_2O =$$

$$\left.\begin{matrix} K_2 \\ Cr^{VI} \end{matrix}\right\} (SO_4)''_4 \,.\, 24\ aq.$$

Zink. Zinkum. Zn.

Atomgewicht = 65.

Das Zink löst sich in der Schwefelsäure:

$$Zn + H_2SO_4 = Zn\,SO_4 + 2\,H$$

Ferners auch in der Salpetersäure:

$$4\,Zn + 9\,H\,N\,O_3 = 4\,Zn\,(NO_3)_2 + 3\,H_2O + H_3N.$$

Blei. Plumbum. Pb.

Atomgewicht = 207.

Zur Gewinnung dieses Metalls dient fast ausschließlich der Bleiglanz. Derselbe wird unvollständig geröstet:

$$Pb\,S + 4\,O = Pb\,S\,O_4$$

$$Pb\,S + 3\,O = S\,O_2 + Pb\,O$$

Durch späteren Abschluß der Luft, tritt eine Reduktion ein:

$$Pb\,S + Pb\,S\,O_4 = 2\,S\,O_2 + 2\,Pb$$

$$Pb\,S + 2\,Pb\,O = S\,O_2 + 3\,Pb.$$

Zinn. Stannum. Sn

Atomgewicht = 118.

Zinnbichlorid oder **Zinnchlorür**: $Sn''\,Cl_2$, erhält man durch Behandeln von Zinn mit erwärmter Salzsäure. — Es wird im Großen bereitet und unter dem Namen Zinnsalz in den Handel gebracht. Durch vieles Wasser wird es zersetzt, wobei sich ein weißes, schwer lösliches basisches Salz abscheidet:

$$Sn''\,C_2 + H_2O = Sn''\left\{\begin{matrix} HO \\ Cl \end{matrix}\right. + HCl.$$

Ammoniumzinnchlorid $\left.\begin{matrix} Am'_2 \\ Sn^{IV} \end{matrix}\right\} Cl_6$ dient unter dem Namen **Pinksalz** als Beize.

Antimon. Stibium. Sb.

Atomgewicht = 120.

Wird gewonnen, indem man Grauspießglanzerz, $Sb_2 S_3$, durch Ausschmelzen (Saigern) von seiner Gangart trennt und in die geschmolzene Masse Eisen-Abfälle einträgt:

$$Sb_2 S_3 + 3 Fe = 3 Fe S + 2 Sb.$$

Oxydationsstufen:

Antimonoxyd $Sb_2 O_3$
Antimonsäureanhydrid $Sb_2 O_5$

Antimontetroxyd: $Sb_2 O_4$, erhält man durch Glühen von Antimonsäureanhydrid, $Sb_2 O_5$, wobei O frei wird. Man kann diese Verbindung als salzartiges Oxyd, d. h. als basisches Antimonanhydroantimonat (antimonsaures Antimonoxyd) betrachten:

$$Sb \begin{cases} (HO)'_2 \\ Sb O_3 \end{cases} - H_2 O = Sb \begin{cases} O \\ SbO_3 \end{cases}$$

Antimonpentasulfid: $Sb_2 S_5$. Behandelt man Antimontrisulfid mit S und Natriumcarbonat (auf trockenem oder nassem Wege), so entsteht das sogenannte Schlippe'sche Salz: $Na_3 Sb S_4$. Setzt man zur Auflösung desselben eine Säure, so schlägt sich das Pentasulfid nieder:

$$2 Na_3 Sb S_4 + 6 H Cl = 6 Na Cl + 3 H_2 S + Sb_2 S_5$$

Das Antimonpentasulfid löst sich leicht in den Hydroxyden und Sulfiden der Alkalimetalle unter Bildung von Sulfosalzen (Sulfoantimonaten) z. B.:

$$\underset{\text{Natriumsulfid}}{3 Na_2 S} + \underset{\text{Antimonpentasulfid}}{Sb_2 S_5} = \underset{\text{Natriumsulfantimonat}}{2 Na_3 Sb S_4}$$

$$\underset{\text{Natriumhydroxyd}}{18 Na HO} + \underset{\text{Antimonpentasulfid}}{4 Sb_2 S_5} = \underset{\text{Natriumantimonat}}{3 Na Sb O_3} + 9 H_2 O = \underset{\text{Natriumsulfantimonat}}{5 Na_3 Sb S_4}$$

Antimontrichlorid oder **Antimonchlorür:** $Sb''' Cl_3$, wird erhalten, wenn man Sb und Mercurichlorid der Sublimation unterwirft:

$$2 Sb + \underset{\text{Mercurichlorid}}{6 Hg Cl_2} = \underset{\text{Mercurochlorid}}{3 Hg Cl_2} + 2 Sb''' Cl_3.$$

oder durch Auflösen von Antimontrisulfid in HCl:

$$Sb_2 S_3 + 6 HCl = 2 SbCl_3 + 3 H_2 S.$$

Durch eine größere Menge Wasser wird es zersetzt, indem Chlorwasserstoff und ein weißer Niederschlag von Antimonoxychlorür:

$Sb''' \begin{cases} O \\ Cl \end{cases}$ entsteht:

$$Sb''' Cl_3 + H_2 O = HCl + Sb''' OCl.$$

Arsen. Arsenicum. As.

Atomgewicht = 75.

Oxydationsstufen:

Arsenigsäureanhydrid, $As_2 O_3$

Arsensäureanhydrid, $As_2 O_5$

$As_2 O_3 + 3 H_2 O = H_3 As O_3$ Arsenigsäure,

$As_2 O_5 + 3 H_2 O = H_3 As O_4$ Arsensäure.

Das Arsen wird auf Gifthütten durch Sublimation aus Arsenkies gewonnen

$$\underset{\text{Arsenkies}}{Fe As S} = \underset{\text{Eisensulfür}}{Fe'' S} + \underset{\text{Arsen}}{As}$$

Reines Arsen erhält man, wenn man Arsenigsäureanhydrid mit Holzkohle reducirt

$$\underset{\text{Arsenigsäureanhydrid}}{As_2 O_3} + 3 O = \underset{\text{Kohlenoxyd}}{3 CO} + 2 As$$

Arsenwasserstoff, $H_3 As$

wird dargestellt durch Behandeln einer Legirung von Zink und Arsenik mit Chlorwasserstoff oder verdünnter Schwefelsäure

$$Zn_3 As_2 + 6 HCl = \underset{\text{Zinkchlorid}}{3 Zn Cl_2} + 2 H_3 As$$

Außerdem entsteht es, wenn Wasserstoff in status nascens mit Arsenigsäure oder Arsensäure oder irgend einem ihrer Salze in Berührung tritt

$$\underset{\text{Arsenige Säure}}{H_3 As O_3} + 6 H = 3 H_2 O + H_3 As$$

Arsensäureanhydrid, $As_2\ O_5$
erhält man, wenn man Arsensäure bis zur schwachen Rotglühhitze bringt:

$$2\ H_3\ As\ O_4 - 3\ H_2\ O = As_2\ O_5$$

Arsenbisulfid, $As_2\ S_2$,
bekannt unter dem Namen Realgar, stellt man gewöhnlich durch Erhitzen von S mit $As_2\ O_3$ dar:

$$\underset{\text{Arsenigsäureanhydrid}}{2\ As_2\ O_3} + 7\ S = 3\ SO_2 + 2\ As_2\ S_2$$

Arsenpentasulfid, $As_2\ S_5$,
erhält man, wenn in eine Lösung von normalem Natriumarsenat $H_2\ S$ bis zur Sättigung geleitet wird; aus dem entstandenen Sulfarsenat erhält man auf Zusatz einer Säure das Pentasulfid als gelben Niederschlag:

$$\underset{\text{Na-sulfarsenat}}{2\ Na_3\ As\ S_4} + 6\ H\ Cl = 6\ Na\ Cl + 3\ H_2\ S + As_2\ S_5$$

Wismuth. Bismuthum. Bi.

Atomgewicht = 210.

Verdünnt man eine Lösung von Wismuthnitrat, $Bi\ (NO_3)_2$ mit einer mäßigen Menge $H_2\ O$, so entsteht ein weißer Niederschlag von basischem Wismuthnitrat, in der Arzneikunde als **Magisterium Bismuthi** bekannt:

$$Bi\ (NO_3)_2 + 2\ H_2\ O = Bi \left\{ \begin{matrix} (HO)'_2 \\ (NO_3)' \end{matrix} \right. + 2\ H\ N\ O_3$$

Quecksilber. Hydrargyrum. Hg.

Atomgewicht = 200.

Mercurichlorid oder **Quecksilberchlorür:** $Hg\ Cl_2$, auch Chalomel genannt, findet sich in der Natur als Quecksilberhornerz. Gewöhnlich stellt man es in Fabriken

im Großen auf trockenem Wege dar, indem man Mercurisulfat mit der gleichen darin enthaltenen Menge Quecksilber und der nötigen Menge Natriumchlorid zusammenreibt und das Gemenge erhitzt:

$$Hg\,SO_4 + Hg + 2\,Na\,Cl = Na_2\,SO_4 + Hg''\,Cl_2$$

Mercurisulfat — Natriumchlorid — Natriumsulfat — Mercurichlorid

Mercurichlorid oder **Quecksilberchlorid:** $Hg\,Cl_2$, gewöhnlich Aetzsublimat genannt, wird in Fabriken auf trockenem Wege dargestellt durch Sublimation eines Gemenges von Mercurisulfat und Natriumchlorid:

$$Hg\,SO_4 + 2\,Na\,Cl = Na_2\,SO_4 = Hg\,Cl_2$$

Mercurisulfat — Natriumchlorid — Natriumsulfat — Mercurichlorid

Silber. Argentum. Ag.

Atomgewicht = 108.

Silberoxyd: $Ag_2\,O$, wird durch Fällung einer Lösung von Silbernitrat mit Natronlauge als braunes Pulver erhalten. Eigentlich müßte sich Silberhydroxyd bilden; dieses ist jedoch unbeständig, es entst·ht deshalb nur das Anhydrid:

$$2\,Ag\,NO_3 + 2\,Na\,HO = 2\,Na\,NO_3 + Ag_2\,O + H_8\,O$$

Silbernitrat — Natriumhydroxyd — Natriumnitrat — Silberoxyd — Wasser.

Silberchlorid oder **Chlorsilber:** $Ag\,Cl$, erhält man durch Zersetzung eines gelösten Silbersalzes mit Salzsäure. Das Silberchlorid wird leicht zu metallischem Silber reduziert, so durch Zink oder Eisen in Berührung mit säurehaltigem Wasser:

$$2\,Ag\,Cl + Zn = Zn\,Cl_2 + 2\,Ag;$$

oder durch Schmelzen mit Alkalicarbonat und Natriumchlorid. Der Zusatz von Natriumchlorid hat in diesem Falle den Zweck, die Schlacke leichter ablösbar zu machen:

$$2\,Ag\,Cl + K_2\,CO_3 = K\,Cl + CO_2 + O + 2\,Ag.$$

Gold. Aurum. Au.

Atomgewicht = 197.

Um aus einer Silber-Goldlegierung, welche über 20 Proz. Gold enthält, das Gold abzuscheiden, löst man dieselbe in Salpetersalzsäure, dampft die freien Säuren ab, und löst im Wasser, wobei das Silber als Silberchlorid zurückbleibt. Zu der goldchloridhaltigen Lösung setzt man Ferrosulfat, wodurch das Gold als feines braunes Pulver niederfällt.

$$2\,AuCl_3 + 6\,Fe''SO_4 = 2\,Fe^{VI}(SO_4)''_3 + Fe^{VI}Cl_6 + 2\,Au$$

Goldchlorid Ferrosulfat Ferrisulfat

Organische Chemie.

Fettkörper.

Aethyl, $C_2 H_5$ und seine wichtigsten Verbindungen.

Aethylwasserstoff: $C_2 H_6 = \begin{matrix} C_2 H_5 \\ H \end{matrix}$

Diese Verbindung bildet sich, wenn man Methyljodid mit Zink in verschlossenen Gefäßen auf 150° erhitzt:

$$2\ CH_3\ J + Zn = Zn\ J_2 + C_2\ H_6$$

Methyljodid.

Aus **Aethyljodid** erhält man **Aethylwasserstoff** dadurch, daß man es mit Zn und H_2 O in der angegebenen Weise erhitzt:

$$2\ C_2\ H_5\ J + 2\ Zn + H_2\ O = Zn\ J_2 + Zn\ O + 2\ C_2\ H_6$$

Aethyljodid. Zinkjodid. Zinkoxid.

Dadurch daß in den Alkoholen das HO ersetzt wird durch einen Säurerest entstehen die **zusammengesetzten Aether und Aethersäuren**:

$$C_2\ H_5\ (HO) + H\ Cl = H_2\ O + C_2\ H_5\ Cl$$

Aethylhydroxid, Aethylalkohol. Aethylchlorid.

$$C_2\ H_5\ (HO) + H\ NO_3 = H_2\ O + (C_2\ H_5)'\ NO_3$$

Aethylnitrat, Salpetersäureäthyläther.

$$2\ C_2\ H_5\ (HO) + H_2\ SO_4 = 2\ H_2\ O + (C_2\ H_5)'_2\ SO_4$$

Aethylsulfat, Schwefelsäureäthyläther.

$$C_2\ H_5\ (HO) + H_2\ SO_4 = H_2\ O + \left.\begin{matrix} C_2\ H_5 \\ H \end{matrix}\right\}\ SO_4$$

Saures Aethylsulfat,
Aethylschwefelsäure.

Behandelt man die zusammengesetzten Aether und Aethersäuren mit Basen, so entsteht ein Metallsatz und der

Alkohol wird zurückgebildet. Man nennt diese doppelte Zersetzung **Verseifung:**

$$\left.\begin{matrix}C_2\,H_5\\C_2\,H_3\,O\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}O = \left.\begin{matrix}K\\C_2\,H_3\,O\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2\,H_5\\H\end{matrix}\right\}O.$$

Aethylacetat Kaliumhydroxyd Kaliumacetat Äthylalkohol.

Aethylalkohol: $C_2\,H_6\,O = \left.\begin{matrix}C_2\,H_5\\H\end{matrix}\right\}O.$

gewöhnlich kurzweg Alkohol oder Weingeist genannt bildet sich bei der geistigen Gährung des Zuckers:

$$C_6\,H_{12}\,O_6 = 2\,C_2\,H_6\,O = +\,2\,C\,O_2$$

Traubenzucker Aethylalkohol Kohlensäureanhydrid

Aethyläther oder **Aethyloxyd:** $C_4\,H_{10}\,O = \left.\begin{matrix}C_2\,H_5\\C_2\,H_5\end{matrix}\right\}O.$

Diese Verbindung, welche gewöhnlich einfach Aether genannt wird, bildet sich bei der Einwirkung von Aethyljodid auf Kaliumalkoholat:

$$\left.\begin{matrix}K\\C_2H_5\end{matrix}\right\}O + \begin{matrix}C_2H_5\\J\end{matrix} = \left.\begin{matrix}K\\J\end{matrix}\right\} + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\C_2H_5\end{matrix}\right\}O$$

Kaliumalkoholat Anthyljodid Kaliumjodid

Im Großen gewinnt man den Aether durch Erhitzen des Alkohols mit Schwefelsäure. Es finden dabei zwei Reactionen statt; zuerst bildet sich Aethylschwefelsäure und Wasser:

$$\left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}SO_4 = \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}SO_4 + \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O.$$

Alkohol Aethylschwefelsäure

Die Aethylschwefelsäure wirkt bei 140° auf ein zweites Molekül Alkohol ein, wobei wieder H für Aethyl ausgetauscht wird und Aether nebst Schwefelsäure entstehen:

$$\left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}SO_4 = \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}SO_4 + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\C_2H_5\end{matrix}\right\}O.$$

Alkohol Aethylschwefelsäure Schwefelsäure Aether

Aethylhydrosulfid oder **Aethylmercaptan:** $C_2\,H_6\,S$ $\left.\begin{matrix}C_2\,H_5\\H\end{matrix}\right\}S$, erhält man durch Erhitzen von Aethylchlorid mit Kailumhydrosulfid:

$$\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}S + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\Cl\end{matrix}\right\} = \left.\begin{matrix}K\\Cl\end{matrix}\right\} = \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}S$$

Kaliumhydrosulfid Aethylchlorid Kalium-chlorid Aethylmercaptan.

Aethylchlorid: C_2H_5Cl, erhält man durch Einleiten von trockenem Chlorwasserstoffgas in absoluten Alkohol und gleichzeitige Destillation:

$$\left.\begin{matrix}H\\Cl\end{matrix}\right\} + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O = \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\Cl\end{matrix}\right\}$$

Chlorwasserstoff Aethylalkohol Wasser Aethylchlorid.

Aethylbromid: C_2H_5Br, und **Aethyljodid:** C_2H_5J, erhält man durch Erwärmung von Alkohol mit rotem P unter Zusatz von Br oder J. Dadurch entsteht zunächst Brom- oder Jodphosphor, welche sich dann mit dem Alkohol zu Brom- oder Jodäthyl, Phosphorsäure und Wasser umsetzen, z. B.:

$$5\left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O + PJ_5 = H_3PO_4 + H_2O + 5\,C\left.\begin{matrix}H_5\\J\end{matrix}\right\}$$

Aethylnitrit: $(C_2H_5)'NO_2$ entsteht durch Einleiten von Salpetrigsäureanhydrid in Alkohol:

$$2\,C_2H_6O + N_2O_3 + H_2O + 2\,(C_2H_5)'NO_2$$

Alkohol Salpetersäure-anhydrid Aethylnitrit

Aethylamin: $\left.\begin{matrix}C_2H_5\\H_2\end{matrix}\right\}N$, erhält man, wenn man Ammoniaklösung auf Aethylbromid oder Aethyljodid in einer verschlossenen Röhre einige Zeit bei einer Temperatur von 100^0 einwirken läßt:

$$\left.\begin{matrix}H\\H\\H\end{matrix}\right\}N + \left.\begin{matrix}CH_5\\J\end{matrix}\right\} = \left.\begin{matrix}H\\J\end{matrix}\right\} + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\\H\end{matrix}\right\}N.$$

Die Verbindung kann auch durch Erhitzen von Aethylcyanat mit Kaliumhydroxyd dargestellt werden.

$$\left.\begin{matrix}C_2H_5\\CN\end{matrix}\right\}O + 2\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}O = K_2CO_3 + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\\H\end{matrix}\right\}N.$$

Aethylcyanat Kaliumcarbonat Aethylamin.

Diäthylamin: $\left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_5 \\ H \end{matrix}\right\} N$, erhält man durch Einwirkung von Aethyljodid auf Aethylamin.

$$\underset{\text{Aethylamin}}{\left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ H \\ H \end{matrix}\right\} N} + \underset{\text{Aethyljodid}}{\left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ J \end{matrix}\right\}} = \left.\begin{matrix} H \\ J \end{matrix}\right\} + \left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_5 \\ H \end{matrix}\right\} N.$$

Boräthyl: $B(C_2H_5)'_3$, erhält man durch Behandlung von Aethylborat mit Zinkäthyl:

$$2\underset{\text{Boräthylat}}{\left.\begin{matrix} (C_2H_5)'_3 \\ B''' \end{matrix}\right\} O_3} + 3\underset{\text{Zinkäthyl}}{\left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_5 \end{matrix}\right\} Zn} =$$

$$= 2\underset{\text{Boräthyl}}{\left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_5 \\ C_2H_5 \end{matrix}\right\} B} + 3\underset{\text{Zinkalkoholat.}}{\left.\begin{matrix} Zn \\ (C_2H_5)'_2 \end{matrix}\right\} O_2}$$

Verbindungen des dem Aethyl correspondierenden Säureradicals — Acetyl, C_2H_3O.

Unter dem Einflusse oxydierender Agentien geht der Aethylalkohol sowie alle mit demselben homologen Alkohole unter Verlust von 2 At. H in Verbindungen über, die man **Aldehyde** nennt. Bei weiterer Oxydation gehen die Aldehyde unter Aufnahme von 1 At. O in **Säuren** über, deren Radical an der Stelle von 2 At. H des Alkoholradicals 1 At. O enthält. Jedem Alkohol entspricht sohin ein Aldehyd und eine eigentümliche Säure. Die Aldehyde sind die Zwischenprodukte von Alkoholen und den zugehörigen Säuren.

$$\underset{\text{Aethylalkohol}}{\left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ H \end{matrix}\right\} O} - 2H = \underset{\text{Aldehyd}}{\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \end{matrix}\right\}}$$

oder $C_2H_6O + O = C_2H_4O + H_2O$

$$\underset{\text{Aldehyd}}{\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \end{matrix}\right\}} + O = \underset{\text{Essigsäure}}{\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \end{matrix}\right\} O}$$

oder $C_2H_4O + O = C_2H_4O_2 = HC_2H_3O_2$.

Acethylchlorid: $\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ Cl \end{matrix}\right\}$ entsteht, wenn die Chloride des P auf Essigsäure einwirken:

$$PCl_5 + \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \end{matrix}\right\} O = PCl_3O + HCl + \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ Cl \end{matrix}\right\}$$

Phosphorpentachlorid — Essigsäure — Phosphoroxychlorid — Acetylchlorid.

Essigsäureanhydrid[1]: $\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ C_2H_3O \end{matrix}\right\} O$ wird erhalten, wenn man Acetylchlorid auf wasserfreies Natriumacetat einwirken läßt:

$$\left.\begin{matrix} Na \\ C_2H_3O \end{matrix}\right\} O + \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ Cl \end{matrix}\right\} = \left.\begin{matrix} Na \\ Cl \end{matrix}\right\} + \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ C_2H_3O \end{matrix}\right\} O$$

Natriumacetat — Acetylchlorid — Natriumchlorid — Essigsäureanhydrid

Stickstoffverbindungen des Acetyls.

Sowie die Alkoholradikale den H im Amoniak zu substituiren fähig sind, so lassen sich auch die Säureradikale in das Molecül des Amoniaks übertragen und liefern so die als **Amide** bekannten Verbindungen.

Das **Acetamid** $\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \\ H \end{matrix}\right\} N$ bildet sich, wenn man Aethylacetat mit Amoniak behandelt:

$$\left.\begin{matrix} H \\ H \\ H \end{matrix}\right\} N + \left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_3O \end{matrix}\right\} O = \left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ H \end{matrix}\right\} O + \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \\ H \end{matrix}\right\} N$$

Ammoniak — Aethylacetat — Alkohol — Acetamid.

---

[1]) Die Essigsäure $C_2H_4O_2$ ist eine monohydrische Säure, d. h. sie besitzt nur 1 Atom typischen, durch ein Metall ersetzbaren H, ihre Formel ist also $HC_2H_3O_2$ und ihre Anhydrid entsteht, wenn allen H als H_2O austritt (s. v.) folglich:

$$\left.\begin{matrix} HC_2H_3O_2 \\ HC_2H_3O_2 \end{matrix}\right\} - H_2O = \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ C_2H_3O \end{matrix}\right\} O$$

Acethyloxyd oder Essigsäureanhydrid.

oder wenn man Ammoniumacetat erhitzt, wobei ein Molekül Wasser abgeschieden wird:

$$\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ NH_4 \end{matrix}\right\} O = H_2O + \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H_2 \end{matrix}\right\} N$$

Ammoniumacetat. Acetamid.

Durch die Einwirkung von Chlor auf Alkohol oder auf Aldehyd erhält man das **Chloral** $\left.\begin{matrix} H \\ C_2Cl_3O \end{matrix}\right\}$

Alkalien verwandeln das Chloral in **Chloroform** und ein Salz der Ameisensäure:

$$\left.\begin{matrix} H \\ C_2Cl_3O \end{matrix}\right\} + \left.\begin{matrix} Na \\ H \end{matrix}\right\} O = \left.\begin{matrix} Na \\ COH \end{matrix}\right\} O + \left.\begin{matrix} CCl_3 \\ H \end{matrix}\right\}$$

Chloral Natriumhydroxyd Natriumformat Chloroform.

Diese Verbindung kann ihrer Zusammensetzung nach betrachtet werden als leichtes Kohlenwasserstoffgas oder Sumpfgas, in welchem 3 Atome H ersetzt sind, durch 3 Atome Chlor; sie wird gewöhnlich dargestellt durch Destillation von 4 Tln. Alkohol, 3 Tln. Wasser und 1 Tl. Chlorkalk.

Seifen.

Erhitzt man Fett, z. B. Rindstalg, mit Kalilauge, so bildet sich Glycerin und eine Seife, welche Kaliumstearinat-, Palmitinat- und Oleat enthält:

$$\left.\begin{matrix} C_3H_5 \\ (C_{18}H_{35}O_2)_3 \end{matrix}\right\} + 3\left.\begin{matrix} K \\ H \end{matrix}\right\} O = 3\left.\begin{matrix} K \\ C_{18}H_{35}O \end{matrix}\right\} O + \left.\begin{matrix} C_3H_5 \\ H_3 \end{matrix}\right\} O_3$$

Glycerilstearinat Kaliumhydroxyd Kaliumstearinat Glycerin.

Die Natronseifen bereitet man, indem man zunächst Kaliseife darstellt und diese dann durch Zusatz von Kochsalz in Natronseife überführt. Das Kochsalz setzt sich mit der Kaliseife in Natronseife und Kaliumchlorid um:

$$\left.\begin{matrix} K \\ C_{18}H_{35}O \end{matrix}\right\} O + \left.\begin{matrix} Na \\ Cl \end{matrix}\right\} = \left.\begin{matrix} K \\ Cl \end{matrix}\right\} + \left.\begin{matrix} Na \\ C_{18}H_{35}O \end{matrix}\right\} O$$

Kaliumstearinat Natriumstearinat.

Kohlenhydrate.

Die meisten derselben zeigen ein den Alkoholen, Aethern und Aldehyden ähnliches Verhalten. Man teilt sie in drei Gruppen:

A. Zuckerarten.

a) **Nicht direkt gährungsfähig:**

$C_{12} H_{22} O_{11}$, Rohrzucker, Milchzucker;

b) **direkt gährungsfähig:**

$C_6 H_{12} O_6$, Traubenzucker, Fruchtzucker.

B. Gummiarten.

$C_6 H_{10} O_5$, Gummi, Dextrin, Bassorin.

C. Kohlenhydrate mit organisirter Struktur.

$C_6 H_{10} O_5$, Stärkmehl, Inulin, Lichenin, Cellulose.

Traubenzucker oder **Glucose**: $C_6 H_{12} O_6$, auch Dextrose, Stärkezucker, Krümelzucker genannt, wird in Berührung mit Hefe in Gährung versetzt und verwandelt sich in Alkohol und Kohlensäureanhydrid:

$$C_6 H_{12} O_6 = 2 \underset{\text{Alkohol.}}{C_2 H_6 O} + 2 CO_2$$

Der **Rohrzucker** oder **Sacharose**: $C_{12} H_{22} O_{11}$, ist nicht direkt gährungsfähig, durch längeres Kochen mit Wasser, durch verdünnte Säuren, sowie durch Einwirkung von Hefe verwandelt er sich aber unter Aufnahme von Wasser in modifizirten Rohrzucker oder Invertzucker, ein Gemenge von Traubenzucker und Fruchtzucker, welche beide gährungsfähig sind:

$$\underset{\text{Rohrzucker}}{C_{12} H_{22} O_{11}} + H_2 O = \underset{\text{Traubenzucker}}{C_6 H_{12} O_6} + \underset{\text{Fruchtzucker.}}{C_6 H_{12} O_6}$$

Glucoside.

Glucoside nennt man eine Gruppe organischer, im Pflanzenreiche sehr verbreiteter Verbindungen, welche die gemeinsame Eigenschaft haben, bei der Einwirkung von Säuren, Alkalien oder Fermenten, gewöhnlich unter Aufnahme von Wasser, sich in gährungsfähigen Zucker — meistens Traubenzucker — und ein Menge anderer Produkte zu spalten, unter welchen man Säuren, Aldehyde, Ammoniak 2c. findet.

Galläpfelgerbsäure oder **Tannin**, $C_{27} H_{22} O_{17}$, wird beim Kochen mit verdünnter Schwefelsäure unter Wasseraufnahme in Gallussäure und Zucker zerlegt:

$$\underset{\text{Tannin}}{C_{27} H_{22} O_{17}} + 4 H_2 O = \underset{\text{Gallussäure}}{3 C_7 H_6 O_5} + \underset{\text{Traubenzucker.}}{C_6 H_{12} O_6}$$

Salicin: $C_{13} H_{18} O_7$, findet sich in den Rinden der Weiden und Pappeln; durch Einwirkung von Emulsin, einem in den Mandeln als fermentwirkenden, eiweißartigen Stoff zerfällt es in Saligenin und Traubenzucker:

$$\underset{\text{Salicin}}{C_{13} H_{18} O_7} + H_2 O = \underset{\text{Saligenin}}{C_7 H_8 O_2} + \underset{\text{Traubenzucker.}}{C_6 H_{12} O_6}$$

Beim Erwärmen mit verdünnter Schwefesäure spaltet sich das Salicin in einem harzartigen Körper Saliretin und Zucker:

$$\underset{\text{Salicin}}{C_{13} H_{18} O_7} + H_2 O = \underset{\text{Saliretin}}{C_7 H_8 O_2} + \underset{\text{Traubenzucker.}}{C_6 H_{12} O_6}$$

Amygdalin: $C_{20} H_{27} NO_{11} + 3$ aq. findet sich in den bittern Mandeln u. s. w.; durch verdünnte Säuren oder in Berührung mit Wasser und Emulsin wird es in Blausäure zerlegt:

$$\underset{\text{Amygdalin}}{C_{20} H_{27} NO_{11}} + 2 H_2 O = \underset{\text{Blausäure}}{HCN} + \underset{\text{Bittermandelöl}}{C_7 H_6 O} + \underset{\text{Zucker.}}{2 C_6 H_{12} O_6}$$

Alkoholgährung.

Die Alkoholgährung oder geistige Gährung veranlaßt den Zerfall der gährungsfähigen Zuckerarten in Alkohol und Kohlensäureanhydrid:

$$C_6 H_{12} O_6 = 2 C_2 H_6 O + 2 CO_2$$

Aufgaben.

1. Wie viel Kohlensäure entsteht bei der geistigen Gährung aus 2 Kilogr. Traubenzucker?

Auflösung:

Gestützt auf obigen chem. Prozeß haben wir:

$6C = 6 . 12 = 72$		$2C = 2 . 12 = 24$
$12H = 12 . 1 = 12$		$4O = 4 . 16 = 64$
$6O = 6 . 16 = 96$		$2CO_2 =$ 88
$C_6 H_{12} O_6 =$ 180		

folglich: $180 : 88 = 2 : x$

$x = 977{,}7$ Grm. Kohlensäure.

2. Wie viel Alkohol entsteht bei der geistigen Gährung von 2 Kilogr. Traubenzucker?

Auflösung:

$6C = 6 . 12 = 72$
$12H = 12 . 1 = 12$
$6O = 6 . 16 = 96$

$C_6 H_{12} O_6 =$ 180

$4C = 4 . 12 = 48$
$12H = 12 . 1 = 12$
$2O = 2 . 16 = 32$

$2 C_2 H_6 O =$ 92

daher $180 : 92 = 2000 : x$

$x = 1022{,}2$ Grm. Alkohol.

3. Wie viel Wasser nehmen 4 Kilogr. Rohrzucker auf, um bei der geistigen Gährung in Kohlensäure und Alkohol zerfallen zu können?

Auflösung: Nach Früherem wissen wir, daß:

$$C_{12} H_{22} O_{11} + H_2 O = C_6 H_{12} O_6 + O_6 H_{12} O_6$$

Rohrzucker Wasser Traubenzucker Fruchtzucker.

Daher brauchen wir:

$12C = 12 . 12 = 144$	$2H = 2$
$22H = 22 . 1 = 22$	$O = 16$
$11O = 11 . 16 = 176$	$H_2 O = 18$
$C_{12} H_{22} O_{11} =$ 242	

folglich: $342 : 18 = 4 : x$

$x = 210$ Grm. Wasser.

Essiggewinnung aus geistigen Flüssigkeiten.
(Essiggährung.)

Essigsäure kann durch Oxydation von Alkohol dargestellt werden. — Reiner Alkohol wird für sich an der Luft, auch wenn er mit Wasser verdünnt ist, nicht oxydirt; aber in Berührung mit Platinschwarz verwandelt er sich zuerst in Aldehyd und dann in Essigsäure. Derselbe Prozeß findet statt, wenn verdünnter Alkohol mit Essig oder gewissen in Verwesung begriffenen stickstoffhaltigen Substanzen in Berührung ist.

Dadurch, daß dem Alkohol 2 Atome Wasserstoff entzogen werden, entsteht Aldehyd:

$$\left.\begin{matrix} C_2H_5O \\ H \end{matrix}\right\} + O = H_2O + \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \end{matrix}\right\}$$

Alkohol — Aldehyd

Dieser nimmt dann im Verlauf des weiteren Prozesses noch 1 At. O auf und bildet Essigsäure:

$$\left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \end{matrix}\right\} + O = \left.\begin{matrix} C_2H_3O \\ H \end{matrix}\right\} O$$

Aldehyd — Essigsäure

Folglich können wir uns die Essigbildung folgendermaßen veranschaulichen:

$$C_2H_6O = \text{Alkohol}$$
$$C_2H_4O = \text{Aldehyd}$$
$$C_2H_4O_2 = \text{Essigsäure.}$$

Aufgabe.

Wie viel Essigsäure entsteht bei der Essigbildung aus zwei Kilogr. absolutem Alkohol?

Auflösung.

$$2C = 2 \cdot 12 = 24 \qquad 2C = 2 \cdot 12 = 24$$
$$6H = 6 \cdot 1 = 6 \qquad 4H = 4 \cdot 1 = 4$$
$$O = = 16 \qquad 2O = 2 \cdot 16 = 32$$
$$C_2H_6O = 46 \qquad C_2H_4O_2 = 60$$

daher: $46 : 60 = 2 : x$

$x = 2{,}6$ Klgr. Essigsäure.

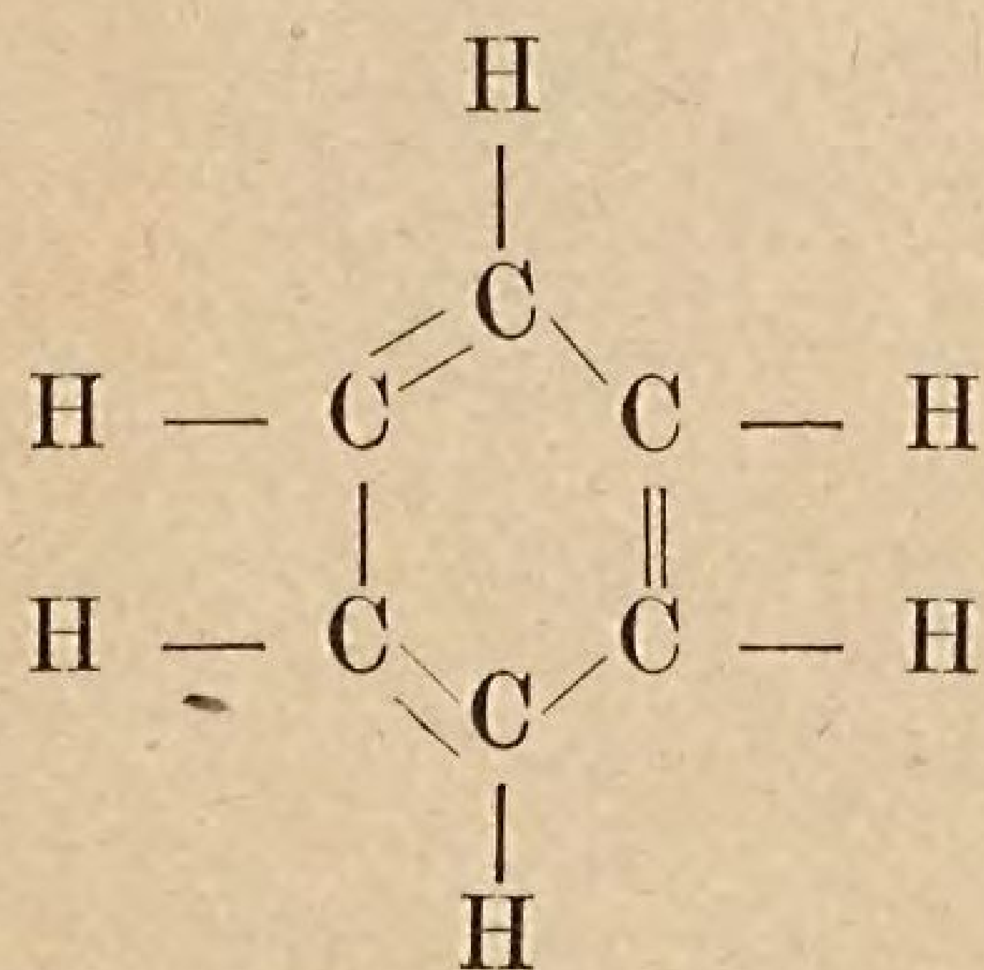
Aromatische Verbindungen.

Benzol und Derivate desselben.

Benzol (Benzin, Phenylwasserstoff): $C_6 H_6$. Am reinsten erhält man das Benzol durch Destillation von Benzoesäure mit gebranntem Kalk:

$$\left.\begin{matrix} H \\ C_6 H_5 CO \end{matrix}\right\} O + CaO = CaCO_3 + C_6 H_6$$

Im Benzol sind von den Verwandschaftseinheiten der 6 At. C, 18 zur gegenseitigen Bindung gebraucht und die übrigen 6 durch H gesättigt. Man nimmt an, daß an jedem C Atom sich ein 1 H Atom angelagert findet und daß die übrigen C Atome sich in wechselseitiger Spannung halten. Die C Atome bilden demnach eine ringförmig geschlossene Kette, wie folgende graphische Formel zeigt:



Amidobenzol oder Anilin $C_6 H_5 (HN_2)'$

Dasselbe findet sich in geringer Menge im Steinkohlentheer. Man erhält es durch Behandlung von Nitrobenzol mit reducierenden Substanzen wie $H_2 S$, Zn oder Sn und HCl, Eisenfeile und Essigsäure, d. h. mit H in status nascens:

$$\underset{\text{Nitrobenzol}}{C_6 H_5 (NO_2)'} + 6 H = 2 H_2 O + \underset{\text{Anilin}}{C_6 H_5 (NH_2)'}$$

Karbolsäure, Phenylalkohol, Phenol oder **Monohydroxylbenzol:** $C_6 H_5 (HO)'$ findet sich im Steinkohlentheer.

Nitrobenzol: $C_6H_5(NO_2)'$ wird erhalten durch Behandlung von Benzol mit rauchender Salpetersäure.

Benzaldehyd oder **Bittermandelöl:**

C_6H_5, CHO, der Luft oder oxydirend wirkenden Körpern ausgesetzt, verwandelt sich in

Benzoësäure oder **Benzoylsäure:**

$$C_6H_5 . CHO + O = C_7H_6O_2$$

Repetition

der wichtigsten, aber auch leicht faßlichsten, der im vorhergehenden Teil vorkommenden chemischen Prozesse.

H.

1. $Na + H_2O = NaHO + H.$
2. $3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 8H.$
3. $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H.$
4. $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + 2H.$
5. $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + 2H.$
6. $Fe + 2HCl = FeCl_2 + 2H.$

Cl.

1. $MnO_2 + 4HCl = MnCl_4 + 2H_2O.$
   $MnCl_4 = MnCl_2 + 2Cl.$
2. $2NaCl + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O + 2Cl.$
3. $MnO_2 + 2H_2SO_4 + 2HCl = MnSO_4 + 2H_2O + 2Cl.$
4. $H_2O + 2Cl = 2HCl + O.$
5. $Cl_2O.$ $Cl_2O_3.$ $ClO_2.$ $Cl_2O_5.$ $Cl_2O_7.$
6. $H_2O + Cl_2O = HClO$
7. $H_2O + Cl_2O_3 = HClO_2$
8. $H_2O + Cl_2O_5 = HClO_3$
9. $H_2O + Cl_2O_7 = HClO_4$
10. $6KHO + 6Cl = 3Kl + 3H_2O + 3KClO$
    $3KClO = 3KCl + KClO_3.$

Br.

$MgBr_2 + 2H_2SO_4 + MnO_2 = MnSO_4 + MgSO_4 + 2H_2O + 2Br.$

J.

$2 NaJ + 2 H_2SO_4 + MnO_2 = MnSO_4 + Na_2SO_4$
$+ 2 H_2O + 2 J.$

Fl.

$CaFe_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2 HFe.$

O.

1. $HgO = Hg + O.$
2. $3 MnO_2 = Mn_3O_4 + 2 O.$
3. $MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + O.$
7. $\begin{cases} 2 KClO_3 = KCl + KClO_4 + 2 Cl. \\ KClO_4 = KCl + 4 O. \end{cases}$

S.

1. $3 FeS_2 = Fe_3S_4 + 2 S.$
2. $\begin{cases} \text{a. } Fe + S = FeS. \\ \text{b. } CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4. \\ \text{c. } BaSO_4 + 4 C = BaS + 4 CO. \end{cases}$
3. $FeS + 2 HCl = FeCl_2 + H_2S.$
4. $H_2S + 2 Cl = 2 HCl + S.$
5. $\begin{cases} Pb(NO_3)_2 + H_2S = PbS + 2 HNO_3. \\ ZnSO_4 + (H_4N)_2S = Zn + (H_4N)_2SO_4 \end{cases}$
6. $\begin{cases} K_2S. \\ K_2S_2 \\ K_2S_3 \\ K_2S_4 \\ K_2S_5 \end{cases}$
7. $K_2S + 2 HCl = 2 KCl + H_2S.$
8. $K_2S_5 + 2 HCl = 2 KCl + H_2S$
$+ 4 S.$
9. $\begin{cases} SO_2 + H_2O = H_2SO_3. \\ SO_3 + H_2O = H_2SO_4. \end{cases}$
10. $\begin{cases} H_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + 2 H. \\ 2 H + H_2SO_4 = 2 H_2O + SO_2. \end{cases}$
11. $2 H_2SO_4 + C = 2 SO_2 + CO_2 + 2 H_2O.$

12.
a. $S + 2HNO_3 = 2NO + H_2SO_4$.
b. $SO_2 + 2HNO_3 = 2NO_2 + H_2SO_4$
$3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$
$NO + O = NO_2$.

13.
a. $Na_2SO_3 + S = Na_2S_2O_3$.
b. $Na_2S_2O_3 + 8Cl + 5H_2O = 2NaHSO_4 + HCl$.

14.
$2FeSO_4 + O = Fe^{VI}\begin{cases} O \\ (SO_4)_2 \end{cases}$.
$Fe\begin{cases} O \\ (SO_4)_2 \end{cases} = FeO_3 + 2SO_3$.

N.

1. $(H_4N)NO_2 = 2H_2O + 2N$.

2.
a. $2H_4NCl + Ca(HO)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2H_3N$
b. $2H_4NCl + CaO = CaCl_2 + H_2O + 2H_3N$
c. $4Zn + 9HNO_3 = 4Zn(NH_3)_2 + 3H_2O + H_3N$.

3.
N_2O
$N_2O_2 = NO_2$
N_2O_3
$N_2O_4 = NO_2$
N_2O_5

4. $N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$
5. $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$.

6.
a. $2AgNO_3 + 2Cl = 2AgCl + O + N_2O_5$
b. $KNO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + HNO_3$.
c. $4KNO_3 + 2H_2SO_4 = 2K_2SO_4 + H_2O + O + 2(HNO_3 + NO_2)$.

7. $2HNO_3 + 6HCl = 4H_2O + 2NO + 6Cl$.

8. $Pb(NO_3)_2 = PbO + O = 2N_2O$.

9.
a. $\begin{matrix} NO \\ NO \end{matrix}\Big\} + O = N_2O_3$.
b. $N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$.
c. $3N_2O_3 + H_2O = 2HNO_3 + 4NO$.

10.
$3Cu + 6HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 6H$.
$6H + 2HNO_3 = 4H_2O = 2NO$.

11. $(H_4N)NO_3 = 2H_2O + N_2O$.

P.

1. $\begin{cases} Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 + \left.\begin{matrix}H_4\\Ca\end{matrix}\right\}(PO_4)_2. \\ 3CaH_4(PO_4)_2 + 10C = Ca_3(PO_4)_2 + 10CO + \\ 6H_2O + 4P. \end{cases}$

2. $4P + 3H_2O + 3NaHO = 3NaH_2PO_2 + H_3P.$

3. $\begin{cases} P_2O \\ P_2O_3 \\ P_2O_5 \end{cases}$

4. $P_2O + 3H_2O = 2H_3PO_2.$

5. $P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3.$

6. $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3P_4.$

7. $\left.\begin{matrix}H_4\\Ca\end{matrix}\right\}(PO_4)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_3PO_4.$

8. $2H_3PO_4 - H_2O = H_4P_2O_7.$

9. $H_4P_2O_7 - H_2O = 2HPO_3.$

B.

$Na_2B_2O_7 + 2HCl + 8H_2O = 2NaCl + 4H_3BO_3.$

$Na_2CO_3 + 4H_3BO_3 = CO_2 + 6H_2O + Na_2B_4O_7.$

C.

1. $Ca(C_2H_3O_2)_2 + Ca(HO)_2 = 2CaCO_3 + 2CH_4.$
2. $C_2H_6O - H_2O = C_2H_4.$
3. $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2.$
4. $H_2C_2O_4 + 2aq. + H_2SO_4 = H_2SO_4 . 3aq. + CO_2 + CO.$
5. $HgCy_2 = Hg + 2Cy.$
6. $HgCy_2 + 2HCl = HgCl_2 + 2HCy.$
7. $(Fe(HO)_6 + Ca(HO)_2 + CaSO_4) + 2CO_2 + 2H_3N + H_2S = FeS_3 + (H_4N)_2SO_4 + 2CaCO_3 + 6H_2O.$

Si.

$SiO_2 + 4HFl = SiFl_4 + 2H_2O.$

K.

1. $6KHO + 6Cl = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O.$
2. $NaCO_3 + KCl = NaCl + KNO_3.$
3. $KNO_3 = KNO_2 + O.$
   $2KNO_2 = K_2O + 2N + 3O.$
4. $2KNO_3 + S + 3C = K_2S + 2N + 3CO_2.$

Na.

1. $Na_2CO_3 + Ca(HO)_2 = CaCO_3 + 2\,NaHO.$
2. $Na_2CO_3 + 4\,H_3BO_3 = CO_2 + 6\,H_2O + Na_2B_4O_7.$
3. $2\,NaCl + H_2SO_4 = 2\,HCl + Na_2SO_4.$
   $3\,Na_2SO_4 + 13\,C + 4\,CaCO_3 = 3\,Na_2CO_3 + 14\,CO + Ca_4OS_3.$
4. $2\,NaCl + 2\,(H_4N)HCO_3 = 2\,NaHCO_3 + 4\,H_4NCl.$
   $2\,NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O.$
   $2\,H_4NCl + Ca(HO)_2 = CaCl_2 + 2\,H_3N + 2\,H_2O.$
   $H_3N + H_2O + CO_2 = (H_4N)HCO_3.$
5. $Na_2CO_3 + H_2O + 9\,Na_2CO_3 + 10\,CO_2 = 20\left\{\begin{matrix}H\\Na\end{matrix}\right.CO_3.$
6. $(H_4N)_2SO_4 + 2\,NaCl = Na_2SO_4 + 2\,HNCl.$

Ca.

1. $CaCO_3 = CaO + CO_3.$
2. $CaSO_4 + 4\,C = CaS + 4\,CO.$
3. $CaSO_4 + 8\,H = CaS + 4\,H_2O.$
4. $2\,Ca(HO)_2 + 4\,Cl = Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + 2\,H_2O.$
5. $[CaCl_2 + Ca(ClO)_2] + 2\,H_2SO_4 = 2\,CaSO_4 + 2\,HCl + 2\,HClO.$
   $2\,HCl + 2\,HClO = 2\,H_2O + 4\,Cl$ oder
   $[CaCl_2 + Ca(ClO)_2] + 2\,H_2SO_4 = 2\,CaSO_4 + 2\,H_2O + 4\,Cl.$
6. $Ca(ClO)_2 + 4\,HCl = CaCl_2 + 2\,H_2O + 4\,Cl.$
7. $[CaCl_2 + Ca(ClO)_2] + 2\,CO_2 = 2\,CaCO_3 + 4\,Cl.$

Al.

8. $\left[K_2SO_4 + 3\,Al\left\{\begin{matrix}(HO)_4\\SO_4\end{matrix}\right.\right] = \left.\begin{matrix}K_2\\Al\end{matrix}\right\}(SO_4)_4 + 2\,AlO_3 + 6\,H_2O.$

Fe.

1. $\left\{\begin{matrix}FeO\\FeO_3\\Fe_3O_4 = FeO + FeO_3\\FeO\end{matrix}\right.$

2. $FeO + H_2O = Fe(HO)_2.$
3. $FeO_3 + 3\,H_2O = Fe(HO)_6.$

4. a. $FeS + 6\,KCy = \left.\begin{matrix}Fe\\K_4\end{matrix}\right\}Cy_6 + K_2S$
   b. $Fe + 6\,KCy + 2\,H_2O = \left.\begin{matrix}Fe\\K_4\end{matrix}\right\}Cy_6 + 2\,KHO + H.$

5. $2 \left.\begin{matrix}K_4\\ Fe\end{matrix}\right\} Cy_6 + 2\,Cl = \left.\begin{matrix}K_6\\ Fe\end{matrix}\right\} Cy_{12} + 2\,K\,Cl.$

6. $3 \left.\begin{matrix}K_4\\ Fe\end{matrix}\right\} Cy_6 + 2\,Fe\,Cl_6 = \left.\begin{matrix}Fe\\ Fe_2\end{matrix}\right\} Cy_{18} + 12\,K\,Cl.$

Mn.

1. $\left\{\begin{array}{l} Mn\ O \\ Mn\ O_3 \\ Mn_3\ O_4 = Mn\,O + Mn\,O_3 \\ Mn\ O_2 \\ Mn\ O_3 \\ Mn\ O_7 \end{array}\right.$

2. $MnO + H_2O = Mn(HO)_2.$
3. $MnO_3 + 3\,H_2O = Mn(HO)_6.$
4. $MnO_3 + H_2O = H_2\,MnO_4.$
5. $Mn_2O_7 + H_2O = H\,MnO_4.$

Cr.

1. $\left\{\begin{array}{l} Cr\ O \\ Cr\ O_3 \\ Cr_3\ O_4 = Cr\,O + Cr\,O_3 \\ Cr\ O_3 \end{array}\right.$

2. $Cr\,O_3 + H_2O = H_2\,Cr\,O_4.$

Zn.

1. $Zn + H_2\,SO_4 = Zn\,SO_4 + 2\,H.$
2. $4\,Zn + 9\,H\,N\,O_3 = 4\,Zn\,(NO_3)_2 + 3\,H_2O + H_3N.$

Pb.

$\left\{\begin{array}{l} Pb\,S + 4\,O = Pb\,SO_4. \\ Pb\,S + 3\,O = SO_2 + Pb\,O. \\ Pb\,S + Pb\,SO_4 = 2\,SO_2 + 2\,Pb. \\ Pb\,S + 2\,Pb\,O = SO_2 + Pb. \end{array}\right.$

Sb.

1. $Sb_2\,S_3 + 3\,Fe = Fe\,S_3 + 2\,Sb.$
2. $Sb_2\,S_3 + 6\,H\,Cl = 2\,Sb\,Cl_3 = 3\,H_2\,S.$

As.

1. $\left\{\begin{array}{l} As_2\,O_3 \\ As_2\,O_5 \end{array}\right.$

2. $As_2\,O_3 + 3\,H_2O = H_3\,As\,O_3.$
3. $As_2\,O_5 + 3\,H_2O = H_3\,As\,O_4.$
4. $H_3\,As\,O_3 + 6\,H = 3\,H_2O + H_3\,As.$

Hg.

$$Hg\,SO_4 + 2\,Na\,Cl = Na_2\,SO_4 + Hg\,Cl_2.$$

Ag.

$$2\,Ag\,NO_3 + 2\,Na\,HO = 2\,Na\,NO_3 + Ag_2\,O + H_2\,O.$$

Au.

$$2\,Au\,Cl_3 + 6\,Fe\,SO_4 = 2\,Fe^{VI}\,(SO_4)_3 + Fe\,Cl_6 + 2\,Au.$$

$$\left\{\begin{array}{l} \left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ H \end{matrix}\right\} O + \left.\begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\right\} SO_4 = \left.\begin{matrix} C_2\,H_5 \\ H \end{matrix}\right\} SO_4 + H_2\,O \\ \left.\begin{matrix} C_2H_5 \\ H \end{matrix}\right\} O + \left.\begin{matrix} C_2\,H_5 \\ H \end{matrix}\right\} SO_4 = \left.\begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\right\} SO_4 + \left.\begin{matrix} C_2\,H_5 \\ C_2\,H_5 \end{matrix}\right\} O. \end{array}\right.$$

$$\left.\begin{matrix} C_2\,H_5 \\ H \end{matrix}\right\} O + O = \left.\begin{matrix} C_2\,H_3\,O \\ H \end{matrix}\right\} + H_2\,O.$$

$$\left.\begin{matrix} C_2\,H_3\,O \\ H \end{matrix}\right\} + O = \left.\begin{matrix} C_2\,H_3\,O \\ H \end{matrix}\right\} O.$$

$$C_6\,H_{12}\,O_6 = 2\,C_2\,H_6\,O + 2\,CO_2.$$

$$C_{12}\,H_{22}\,O_{11} + H_2\,O = C_6\,H_{12}\,O_6 + C_6\,H_{12}\,O_6.$$

$$C_6\,H_5\,(NO_2) + 6\,H = 2\,H_2\,O + C_6\,H_5\,(H_2\,N).$$

$$C_6\,H_2\,C\,H\,O + O = C_7\,H_6\,O_2.$$

Chemische Zeichen und Formeln

der am häufigsten auftretenden Elementen und Verbindungen.

9*

A. Chemischer Teil.

Wasserstoff, H.

Hydroxyl, HO.
Hydroxyd, Wasserstoffoxyd, Wasser, H_2O.
Wasserstoffsuperoxyd, Wasserstoffdioxyd, oxydirtes Wasser

$$H_2O_2 = \left\{ \begin{array}{l} HO \\ HO \end{array} \right.$$

Natrium, Na.

Natriumoxyd, Natron, Na_2O.
Natriumhydroxyd, Aetznatron, kaustisches Natron, $NaHO$.
Natriumhydrosulfid, $NaHS$.
Natriumchlorid, $NaCl$.
Natriumacetat, $NaC_2H_3O_2$. 3 aq.
Natriumcarbonat, normales, Soda, Na_2CO_3.
Natriumcarbonat, saures, doppelkohlensaures (Natrium-bicarbonicum), $NaHCO_3$.
Natriumphosphat, normales, Na_3PO_4.
Natriumphosphat, anderthalbfachsaures $\left. \begin{array}{l} H \\ Na_2 \end{array} \right\} PO_4$. 12 aq.
Natriumphosphat, dreifachsaures $\left. \begin{array}{l} H_2 \\ Na \end{array} \right\} PO_4$.
Natriumammoniumphosphat,, Phosphorsalz, $\left. \begin{array}{l} H \\ H_4N \\ Na \end{array} \right\} PO_4$.
Natriumpyrophosphat, $Na_4P_2O_7$.
Natriummetaphosphat, $NaPO_3$.
Natriumhypochlorit, $NaClO$.
Natriumhyposulfit, $Na_2S_2O_3$.
Natriumditetraborat, Borax, $Na_2B_4O_7$.
Natriumnitrat, Chilisalpeter, $NaNO_3$.
Natriumsilikat, $NaSiO_4$.
Natriumsulfat, Na_2SO_4.
Natriumsulfit, Na_2SO_3.
Natriumpentasulfid, Na_2S_5.

Kalium, K.

Kaliumoxyd, Kali, K_2O.
Kaliumhydroxyd, Aetzkali, KHO.
Kaliumhydrosulfid, KHS.
Kaliumacetat, $KC_2H_3O_2$.
Kaliumaluminiumsulfat, Alaun, Kalium-
alaun, $\left.\begin{matrix}K_2\\Al\end{matrix}\right\}(SO_4)_4$ 24 aq.
Kaliumcarbonat, normales, K_2CO_3.
Kaliumcarbonat, saures, $KHCO_3$.
Kaliumchlorat, $KClO_3$.
Kaliumchlorid, KCl.
Kaliumchromat, normales, gelbes K_2ClO_4.
Kaliumchromat, saures, rotes od. Kaliumdichromat, $K_2Cl_2O_7$.
Kaliumchromisulfat, Chromalaun $\left.\begin{matrix}K_2\\Cr\end{matrix}\right\}(SO_4)_4$". 24 aq.
Kaliumcyanid, $KCy = KCN$.
Kaliumeisencyanür, Kaliumferrocyanid, gelbes Blutlaugen-
salz $\left.\begin{matrix}K_4\\Fe\end{matrix}\right\}Cy_6$.
Kaliumeisencyanid, Kaliumferrocyanid, rotes Blutlaugen-
salz $\left.\begin{matrix}K_6\\Fe\end{matrix}\right\}Cy_{12}$.
Kaliumhypochlorit, $KClO$.
Kaliumjodid, KJ.
Kaliummanganat, K_2MnO_4.
Kaliumpermanganat, $KMnO_4$.
Kaliumantimonat, $KSbO_3$.
Kaliummonosulfid, K_2S.
Kaliumnitrat, Kalisalpeter, $NaNO_3$.
Kaliumpentasulfid, K_2S_5.
Kaliumplatinchlorid, Platinsalmiak $\left\{\begin{matrix}2H_4NCl.\\PtCl.\end{matrix}\right.$
Kaliumstibiumtartrat, Brechweinstein, weinsaures Kalium-
Antimon, $K(SbO)C_4H_4O_6$.
Kaliumtartrat, normales, $K_2C_4H_4O_6$.
Kaliumtartrat, saures $\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}C_4H_4O_6$.
Kaliumsulfat, K_2SO_4.
Kaliumsulfid, K_2S.

Chlor, Cl.

Chloral, $C_2 Cl_3 O \left.\begin{matrix} H \\ O \end{matrix}\right\}$
Chloralhydrat, $C_2 Cl_3 H (HO)_2$.
Chloroform, $C H Cl_3$.
Chlormonoxyd, Unterchlorigsäureanhydrid $Cl O$.
Chlorigsäureanhydrid, $Cl_2 O_3$.
Chlorperoxyd $Cl O_2$.
Chlorsäureanhydrid, $Cl_2 O_5$.
Oberchlorsäureanhydrid, $Cl_2 O_7$.
Unterchlorige Säure, $H Cl O$.
Chlorige Säure, $H Cl O_2$.
Chlorsäure, $H Cl O_3$.
Ueberchlorsäure $H Cl O_4$.
Chlorwasserstoffsäure, $H Cl$.

Schwefel, S.

Schwefelammonium $(H_4 N)_2 S$.
Schwefeldioxyd, Schwefeligsäureanhydrid, SO_2.
Schwefelsäure, englische, $H_2 SO_4$.
Schwefelsäure, rauchende, Vitriolöl, $H_2 S_2 O_7$.
Schwefelsäureanhydrid, SO_3.
Schwefelige Säure, $H_2 SO_3$.
Schwefelwasserstoff, Hydrosulfid, $H_2 S$.
(Hydrosulfyl, HS).

Stickstoff, N.

Stickstoffoxydul, $N_2 O$.
Stickstoffoxyd, NO.
Salpetrigsäureanhydrid, $N_2 O_3$.
Salpetersäureanhydrid, $N_2 O_5$.
Salpetrige Säure, HNO_2.
Salpetersäure gewöhnliche $H N O_3$.
Salpetersäure rauchende, $H N O_3 + NO_2$.
Ammoniak, $H_3 N$.
Ammonium, $H_4 N$.
Ammoniumoxyd, $(H_4 N)_2 O$.
Ammoniumhydroxyd, $(H_4 N)_2 HO$.

Ammoniumsulfid, $(H_4N)_2S$.
Ammoniumhydrosulfid, $(H_4N)HS$.
Ammoniumchlorid, Chlorammonium, Salmiak, H_4NCl.
Ammoniumsulfat, $(H_4N)_2SO_4$.
Ammoniumnitrat, $(H_4N)NO_3$.
Ammoniumsesquicarbonat d. i. anderthalb-kohlensaures Ammon minus Wasser:

$$\left.\begin{matrix} H_2 \\ (H_4N)_4 \end{matrix}\right\}(CO_3)_2 - H_2O = (H_4N)_4C_3O_8$$

Phosphor, P.

Phosphorige Säure, $H_3PO_3 = H_2(HPO_3)$.
Phosphorigsäureanhydrid, P_2O_3.
Phosphorsäureanhydrid, P_2O_5.
Phosphorsäure, gewöhnliche oder Trihydrische H_3PO_4.
Phosphorsäure, Tetrahydrische od. Pyrophosphors. $H_4P_2O_7$.
Phosphorsäure, monohydrische od. Metaphosphors. HPO_3.
Phosphorwasserstoff, H_3P.
Unterphosphorige Säure, $H_3PO_2 = H(H_2PO_2)$.

Bor, B.

Borsäureanhydrid, B_2O_3.
Borsäure, H_3BO_3.

Carbonium, Kohlenstoff, C.

Kohlenmassenwasserstoffgas, leichtes; Grubengas, Sumpfgas, Methylwasserstoff, CH_4.
Kohlenwasserstoff, schweres, Aethylen oder ölbildendes Gas, C_2H_4.
Kohlensäureanhydrid, CO_2.
Kohlenoxyd, Kohlenmonoxyd, CO.
Kohlensulfid, Schwefelkohlenstoff, CS_2.
Cyan, Cy, CN.
Cyanwasserstoffsäure oder Blausäure HCy.

Silicium, Kiesel, Si.

Kieselsäureanhydrid, SiO_2.

Calcium, Ca.

Calciumoxyd, CaO.
Calciumhydroxyd, Aetzkalk, $Ca(HO)_2$.
Calciumfluorid (Flußspath) $CaFl_2$.
Chlorkalk, Bleichkalk, $Ca(ClO)_2 + CaCl_2$.
Calciumsulfat, $CaSO_4$.
Calciumphosphat, $Ca_3(PO_4)_2$.
Calciumcarbonat, normales, $CaCO_3$.
Calciumcarbonat, saures $\left.\begin{matrix}H_2\\Ca\end{matrix}\right\}(CO_3)_2$.

Barium, Ba.

Bariumoxyd, Baryt, BaO.
Bariumsuperoxyd, BaO_2.
Bariumhydroxyd, $Ba(HO)_2$.
Bariumsulfid, BaS.
Bariumchlorid, $BaCl_2$.
Bariumsulfat, (Schwerspath), $BaSO_4$.
Bariumnitrat, $Ba(NO_3)_2$.
Bariumcarbonat (Witherit), $BaCO_3$.

Strontium, Sr.

Strontiumoxyd, Strontian, SrO.
Strontiumhydroxyd, $Sr(HO)_2$.
Strontiumsulfid, SrS.
Strontiumchlorid, $SrCl_2$.
Strontiumsulfat (Cölestin), $SrSO_4$.
Strontiumnitrat, $Sr(NO_3)_2$.
Strontiumcarbonat (Strontianit), $SrCO_3$.

Magnesium, Mg.

Magnesiumoxyd, MgO.
Magnesiumhydroxyd, $Mg(HO)_2$.
Magnesiumchlorid, $MgCl_2$.
Magnesiumsulfat (Bittersalz), $MgSO_4$.
Magnesiumphosphat, $Mg_3(PO_4)_2'''$.
Magnesium-Ammoniumphosphat, $\left.\begin{matrix}H_4N\\Mg\end{matrix}\right\}PO_4 \;.\; 6\,aq$.
Magnesiumcarbonat, Magnesit, $MgCO_3$.

Aluminium, Al.

Aluminiumoxyd, $\overline{Al}\,O_3$.
Aluminiumhydroxyd, $\overline{Al}\,(HO)_6$.
Aluminiumsulfat, $\overline{Al}\,(SO_4)_3$.
Alaun, Kaliumaluminiumsulfat, $\left.\begin{matrix}K_2\\ \overline{Al}\end{matrix}\right\}(SO_4)_4 \;.\; 24\ aq.$

Eisen, Ferrum, Fe.

Eisenoxydul, $Fe\,O$.
Eisenoxyd, $\overline{Fe}\,O_3$.
Eisentetroxyd, $Fe_3\,O_4$ oder Eisenoxydul (FeO) — Oxyd $\overline{Fe}O_3$.
Eisensäureanhydrid, $Fe\,O_3$.
Eisenhydroxydul, $Fe\,(HO)_2$.
Eisenhydroxyd, $\overline{Fe}\,(HO)_6$.
Eisenmonosulfid, Eisensulfür, $Fe\,S$.
Eisenbisulfid (Schwefelkies), $Fe\,S_2$.
Eisenchlorür, Ferrochlorid, $Fe\,Cl_2$.
Eisenchlorid, Ferrichlorid, $\overline{Fe}\,Cl_6$.
Eisencyanür, Ferrocyanid, $Fe\,Cy_2$.
Eisencyanid, Ferricyanid, $\overline{Fe}\,Cy_6$.
Eisenoxydul, schwefelsaures, Ferrosulfat, Eisenvitriol oder grüner Vitriol, $Fe\,SO_4$.
Eisenoxyd, schwefelsaures, Ferrisulfat, $\overline{Fe}\,(SO_4)_3$.
Eisencarbonat, Ferrocarbonat, kohlensaures Eisenoxydul, $Fe\,CO_3$.

Mangan, Mn.

Manganoxydul, $Mn\,O$.
Manganoxyd, $\overline{Mn}\,O_3$.
Mangantetroxyd, Manganoxyduloxyd, $M_3\,O_4$.
Mangansäureanhydrid, $Mn\,O_3$.
Uebermangansäureanhydrid, $Mn_2\,O_7$.
Mangansäure, $H_2\,Mn\,O_4$.
Uebermangansäure, $H\,Mn\,O_4$.
Mangansuperoxyd, Braunstein, (Pyrolusit), $Mn\,O_2$.
Mangansaures Kalium, Kaliummanganat, $K_2\,Mn\,O_4$.
Uebermangansaures Kalium, Kaliumpermangant, $K\,Mn\,O_4$.
Manganchlorür, Manganochlorid, $Mn\,Cl_2$.

Mangansulfat, $Mn\,SO_4$.
Mangancarbonat, kohlensaures Manganoxydul, Manganspat, $Mn\,CO_3$.

Chrom, Cr.

Chromeisenstein, $\left.\begin{matrix}Fe\\Cr\end{matrix}\right\}O_4$.
Chrom-Rotbleierz, $Pb\,Cr\,O_4$.
Chromoxydul, $Cr\,O$.
Chromoxyd, $Cr\,O_3$.
Chromoxyduloxyd, $Cr_3\,O_4$.
Chromsäureanhydrid, $Cr\,O_3$.
Ueberchromsäureanhydrid, $Cr_2\,O_7$.
Chromsäure, $H_2\,Cr\,O_4$.
Ueberchromsäure, $H\,Cr\,O_4$.
Chromsaures Kalium, gelbes, Kaliumchromat, $K_2\,Cr\,O_4$.
Chromsaures Kalium, rotes, Kaliumdichromat, $K_2\,Cr_2\,O_7$.
Chromichlorid, $Cr\,Cl_6$.
Chromalaum, Kaliumchromisulfat, Kaliumchromalaun, $\left.\begin{matrix}K_2\\Cr\end{matrix}\right\}(SO_4)_4 \,.\, 24\ aq.$

Kobalt, Cobaltum, Co.

Kobaltoxydul, $Co\,O$.
Kobaltoxyd, $Co\,O_3$.
Kobaltoxyduloxyd, $Cr_3\,O_4$.
Kobalthydroxydul, $Co\,(HO)_2$.
Kobalthydroxyd, $Co\,(HO)_6$.
Kobaltchlorür, $Co\,Cl_2$.
Kobaltsulfat, schwefelsaures Kobaltoxydul, $Co\,SO_4$.
Kobaltnitrat, salpetersaures Kobaltoxydul, $Co\,(NO_3)_2$.

Nickel, Ni.

Nickeloxydul, $Ni\,O$.
Nickeloxyd, $Ni\,O_3$.
Nickelhydroxydul, $Ni\,(H\,O)_2$.
Nickelhydroxyd, $Ni\,(H\,O)_6$.

Nickelchlorür, $NiCl_2$.
Nickelsulfat, schwefelsaures Nickeloxydul, $NiSO_4$.
Nickelnitrat, salpetersaures Nickeloxydul, $Ni(NO_3)_2$.

Zink, Zn.

Zinkoxyd, ZnO.
Zinkhydroxyd, $Zn(HO)_2$.
Zinksulfid, ZnS.
Zinkchlorid, $ZnCl_2$.
Zinksulfat, schwefelsaures Zink, $ZnSO_4$.
Zinkcarbonat, kohlensaures Zink, $ZnCO_3$ (Edler Galmei).
Zinksilikat, kieselsaures Zink, Zn_2SiO_4 (Kiesel-Galmei).

Blei, Plumbum, Pb.

Bleioxydul, PbO.
Bleioxyd, PbO.
Bleihydroxyd, $Pb(HO)_2$.
Bleisuperoxyd, Bleidioxyd, PbO_2.
Mennige, $Pb_3O_4 = 2\,PbO \,.\, PbO_2$.
Bleisulfid, PbS.
Bleichlorid, $PbCl_2$.
Bleisulfat, schwefelsaures Blei, $PbSO_4$ (Bleivitriol oder Vitriolbleierz).
Bleinitrat, salpetersaures Blei, $Pb(NO_3)_2$.
Bleicarbonat, neutrales, $PbCO_3$.
Bleicarbonat, basisches:

$^2/_3$ Carbonat $Pb_3 \left\{ \begin{matrix} (HO)_2 \\ (CO_3)_2 \end{matrix} \right.$

$^3/_4$ Carbonat $Pb_4 \left\{ \begin{matrix} (HO)_2 \\ (CO_3)_3 \end{matrix} \right.$

$^5/_6$ Carbonat $Pb_6 \left\{ \begin{matrix} (HO)_2 \\ (CO_3)_5 \end{matrix} \right.$

$^6/_7$ Carbonat $Pb_7 \left\{ \begin{matrix} (HO)_2 \\ (CO_3)_6 \end{matrix} \right.$

Bleichromat, chromſ. Blei (Rotbleierz), $PbCrO_4$.

Kupfer, Cuprum, Cu.

Kupferoxydul, Cuprooxyd, Rotkupfererz, CuO.
Kupferoxyd, Cuprioxyd, CuO.

Cuprosulfid, Kupfersulfür, $Cu\,S$.
Cuprisulfid, Kupfersulfid, $Cu\,S$.
Cuprochlorid, Kupferchlorür, $Cu\,Cl_2$.
Cuprichlorid, Kupferchlorid, $Cu\,Cl_2$.
Kupfersulfat, Cuprisulfat, schwefelsaures Kupfer, Kupfervitriol, $Cu\,SO_4$.
Kupfernitrat, salpetersaures Kupfer, $Cu(NO_3)_2$.
Kupfercarbonat, Cupricarbonat, kohlensaures Kupfer, normales, $Cu\,CO_3$.

$^1/_2$ Kupfercarbonat (Malachit), $Cu_2 \left\{ \begin{matrix} (HO)_2 \\ CO_3 \end{matrix} \right.$

$^2/_3$ Kupfercarbonat (Lasur), $Cu_3 \left\{ \begin{matrix} (HO)_2 \\ (CO_3)_2 \end{matrix} \right.$

Quecksilber, Hydrargyrum, Mercurius, Hg.

Mercurooxyd, Quecksilberoxydul, $Hg\,O$.
Mercurioxyd, Quecksilberoxyd, $Hg\,O$.
Mercurisulfid, Quecksilbersulfid, $Hg\,S$.
Mercurosulfid, Quecksilbersulfür, $Hg\,S$.
Mercurochlorid, Quecksilberchlorür, $Hg\,Cl_2$.
Mercurichlorid, Quecksilberchlorid, $Hg\,Cl_2$.
Mercurojodid, Quecksilberjodyr, $Hg\,J_2$.
Mercurojodid, Quecksilberjodid, $Hg\,J_2$.
Mercuronitrat, salpetersaures Quecksilberoxydul $Hg(NO_3)_2$.
Mercurinitrat, salpetersaures Quecksilberoxyd, $Hg(NO_3)_2$.

Silber, Argentum, Ag.

Silberoxyd, $Ag_2\,O$.
Silbersuperoxyd, $Ag\,O$.
Silbersulfid (Silberglanz), $Ag\,S$.
Silberchlorid, $Ag\,Cl$.
Silberbromid, $Ag\,Br$.
Silberjodid, $Ag\,J$.
Silbernitrat, salpetersaures Silber, $Ag\,NO_3$.

Gold, Aurum, Au.

Goldoxydul, $Au_2\,O$.
Goldoxyd, $Au_2\,O_3$.

Goldsulfür, Au_2S.
Goldsulfid, Au_2S_3.
Goldchlorür, $AuCl$.
Goldchlorid, $AuCl_3$.

Zinn, Stannum, Sn.

Zinnoxydul, Stannooxyd, SnO.
Zinnhydroxydul, $Sn(HO)_2$.
Zinnoxyd, Stannioxyd, (Zinnstein), SnO_2.
Zinnsäure, H_4SnO_4.
Zinnsulfür, Stannosulfid, SnS.
Zinnsulfid, Stannisulfid, SnS_2.
Zinnchlorür, Stannochlorid, $SnCl_2$.
Zinnchlorid, Stannichlorid, $SnCl_4$.

Arsen, As.

Arsenwasserstoff, H_3As.
Arsentrichlorid, Arsenchlorür, $As'''Cl_3$.
Arsenigsäureanhydrid, As_2O_3
(weißer Arsenik, Giftmehl).
Arsensäureanhydrid, As_2O_5.
Arsendisulfid, (Realgar), As_2S_2.
Arsentrisulfid, (Operment, Auripigment, Rauschgelb, $As_2'''S_3$.
Arsenpentasulfid, As_2S_5.

Antimon, Stibium, Sb.

Antimonwasserstoff, H_3Sb.
Antimontrichlorid, Antimonchlorür, $SbCl_3$.
Antimonpentachlorid, Antimonchlorid, $SbCl_5$.
Antimonoxyd, Sb_2O_3.
Antimonpentoxyd, Antimonsäureanhydrid, S_2O_5.
Antimonsäure, H_3SbO_4.
Antimonatetroxyd, antimonsaures Antimonoxyd, Sb_2O_4.
Antimontrisulfid, $Sb_2'''S_3$ (Antimonit, Grauspießglanzerz).
Antimonpentasulfid, Sb_2S_5 (Goldschwefel).

Wismuth, Bismuthum, Bi.

Wismuthoxyd, $Bi_2 O_3$.
Wismuthhydroxyd, $Bi (HO)'_3$.
Wismuthnitrat, $Bi''' (NO_3)'_3$.

Platin, Pt.

Platinchlorür, $Pt'' Cl_2$.
Platinchlorid, $Pt Cl_4$.
Kaliumplatinchlorid, $\left\{ \begin{matrix} 2 K Cl \\ Pt Cl_4 \end{matrix} \right.$
Platinsalmiak, Ammoniumplatinchlorid, $\left\{ \begin{matrix} 2 H_4 N Cl \\ Pt Cl_4 \end{matrix} \right.$

Aether, Aethyläther, $C_4 H_{10} O = \left. \begin{matrix} C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \end{matrix} \right\} O$.
Aldehyd, $C_2 H_4 O$.
Essigsäure, $C_2 H_4 O_2 = \left. \begin{matrix} H \\ C_2 H_3 O_2 \end{matrix} \right\}$
Alkohol, $C_2 H_6 O$.
Rohrzucker, Saccharose, $C_{12} H_{22} O_{11}$.
Traubenzucker, Glucose, $C_6 H_{12} O_6$.
Fruchtzucker, Levulose, $C_6 H_{12} O_6$.
Milchzucker, Lactose, $C_{12} H_{22} O_{11}$. aq.
Kaliumacetat, $K C_2 H_3 O_2$.
Bleiacetat (Bleizucker), $Pb (C_2 H_3 O_2)_2$. aq.
Kupferacetat, (Grünspahn), $Cu (C_2 H_3 O_2)_2$ aq.
Schweinfurter Grün, $Cu_2 \left\{ \begin{matrix} (As O_2)'_3. \\ (C_2 H_3 O_2)'. \end{matrix} \right.$
Chloral, $\left. \begin{matrix} H \\ C_2 Cl_3 O \end{matrix} \right\}$
Methylalkohol, $C H_4 O$.
Methyläther, $\left. \begin{matrix} C H_3 \\ C H_3 \end{matrix} \right\} O$
Chloroform, $C H Cl_3$
Ameisensäure, $C H_2 O_2 = \left. \begin{matrix} H \\ C_2 H O_2 \end{matrix} \right\}$
Oxalsäure, $C_2 H_2 O_4 = \left. \begin{matrix} H_2 \\ C_2 O_4 \end{matrix} \right\}$

Kleesalz, Sauerkleesalz, $\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}C_2O_4$ aq.
Glycerin, Propenylalkohol, Oelsüß, $C_3H_5(HO)_3$.
Weinsäure, $C_4H_6O_6 = \left.\begin{matrix}H_2\\C_4H_4O_6\end{matrix}\right\}$
Kaliumtartrat, saures, Weinstein, $\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}C_4H_4O_6$.
Kaliumstibiumtartrat, Brechweinstein, $\left.\begin{matrix}K\\(SbO)\end{matrix}\right\}C_4H_4O_6$.
Pflanzenschleim, Bassorin, $C_6H_{10}O_5$.
Stärkmehl, $C_6H_{10}O_5$.
Zellulose, Pflanzenzellstoff, $C_6H_{10}O_5$.
Benzol, Benzin, Phenylwasserstoff, C_6H_6.
Carbolsäure, Monohydrobenzol, Phenol- oder Phenylalkohol, $C_6H_5(HO)$.
Nitrobenzol, $C_6H_5(NO_2)$.
Amidobenzol, Anilin, $C_6H_5(H_2N)$.
Bittermandelöl, Benzaldehyd, $C_6H_5(CHO)$.
Benzoesäure, $C_7H_6O_2 = C_6H_5(CHO)O$.
Terpene, $C_{10}H_{16}$.
Campfer, $C_{10}H_{16}O$.

B. Mineralogischer Teil.

Mineralien der Nichtmetalle und Leichtmetalle.

Die hieher gehörigen Mineralien besitzen keinen Metallglanz, haben ein spez. Gew. gewöhnlich unter 5, geben v. d. L.[1]) mit Soda kein Metallkorn oder farbigen Beschlag der Kohle, entwickeln keinen Geruch nach Arsen oder Schwefeligsäureanhydrid und werden in ihren sauren Lösungen von H_2S nicht gefüllt.

1. Klasse. Schwefel.

Schwefel.

2. Klasse. Kohlenstoff.

Diamant, Graphit,
Anthrazit, Steinkohle,
Braunkohle, Torf,
Petroleum, Asphalt und Bernstein.

3. Klasse. Silicium.

Quarz, Kieselsäureanhydrid, SiO_2,
Opal, $SiO_2 + 2$ bis $13\,\%\ H_2O$.

4. Klasse. Leichtmetalle.

1. Ordnung.

Korund, AlO_3, (Saphir — blau. Rubin — rot.)

Spinell $\left.\begin{matrix}Mg\\Al\end{matrix}\right\} O_4$ (Mg-Aluminat)
Rubinspinell = hochrot,
Ballasrubin = blaßrot,
Almandin = bläulichrot.

2. Ordnung. Chloride und Fluroide.

Steinsalz, $NaCl$
Sylvin, KCl
Karnallit $\left.\begin{matrix}K\\Mg\end{matrix}\right\} Cl_3 . 6\,H_2O$.
Flußspat, $CaFl$.

[1]) V. d. L. = vor dem Lötrohre.

3. Ordnung. Sulfate.

Gips, $CaSO_4 + 2 H_2O$.
Anhydrit (Muriacit), $CaSO_4$.
Cölestin, $SrSO_4$.
Schwerspat (Barit), $BaSO_4$.
Bittersalz, $MgSO_4 . 7 H_2O$.
Alaun, $\left.\begin{matrix} K_2 \\ Al \end{matrix}\right\} (SO_4)_4 . 24 H_2O$.
Alaunstein (Alunit), $\left.\begin{matrix} K_2 \\ Al \end{matrix}\right\} (SO_4)_4 + 2 Al (HO)_6$.

4. Ordnung. Nitrate und Phosphate.

Natriumsalpeter (Chilisalpeter), $NaNO_3$.
Kaliumsalpeter (Salpeter), KNO_3.
Apatit, $Ca_5 \left\{\begin{matrix} (PO_4)_3 . \\ Cl. \end{matrix}\right.$

5. Ordnung. Carbonate.

Soda, $Na_2CO_3 + 10 H_2O$.
Calcit (Kalkstein, Kalkspat), $CaCO_3$.
Araganit, $CaCO_3$.
Strontianit, $SrCO_3$.
Witherit, $BaCO_3$.
Magnesit, $MgCO_3$.
Dolomit (Bitterkalk, Bitterspath), $\left(\frac{Ca + Mg}{2}\right) CO_3$.

6. Ordnung. Borate.

Borax, Tinkal, $Na_2B_4O_7 + 10 H_2O$.

7. Ordnung. Silicate.

Meerschaum, $\left.\begin{matrix} H_4 \\ Mg_2 \end{matrix}\right\} Si_3O_{10}$.
Serpentin, $\left.\begin{matrix} H_4 \\ Mg_3 \end{matrix}\right\} Si_2O_9$.
Orthoklos, Kaliumfeldspat, Adular $\left.\begin{matrix} K_2 \\ Al \end{matrix}\right\} Si_6O_{16}$.
Albit oder Natriumfeldspat.
Kaliumglimmer oder zweiaxiger Glimmer (Katzensilber, Katzengold), bestehend aus Kieselerde, Thonerde, Kali, Bittererde, Wasser mit Spuren von Fl (Rußland).

Magnesiumglimmer oder einaxiger Glimmer, mit einem Gehalte von Mg und Fe.
Beryll (Smaragd) d. i. ein Beryllium-Aluminiumsilikat; Smaragd — apfelgrün, Aquamarin — bläulich-grün.
Zirkon (Hyacinth) d. i. Zirkoniumsilikat.
Granate, d. s. Verb. von Eisen-, Mangan-, Chrom- oder Magnesium-Aluminisilikaten.
Labrador, bestehend aus den Silikaten des Na, Al u. Ca.
Obsidian ist ein vulkanisches Gas.
Bimstein ist poröser, schwammig aufgetriebener Obsidian.
Topas bestehend vorzüglich aus Thonerde, Kieselerde und Fluor; weingelb auch grün, blau, farblos.

II. Mineralien der Schwermetalle.

Es gehören zu dieser Abteilung alle Mineralien von vollkommenem Metallglanz, deren spez. Gew. über 5 ist, welche v. d. L. auf Kohle für sich oder mit Soda ein Metallkorn oder farbigen Beschlag geben, den Geruch nach As oder SO_2 verbreiten und in ihren sauren Auflösungen durch H_2S einen, gewöhnlich farbigen Niederschlag hervorbringen.

5. Klasse. As u. Sb.

Arsen, As.
Antimon, Sb.
Realgar, Arsenbisulfid, As_2S_2.
Auripigment, Operment, Rauschgelb, Arsentrisulfid, As_2S_3.
Antimonglanz, Antimonit, Grauspießglanzerz, Sb_2S_3.

6. Klasse. Bi.

Wismut, Bi.
Wismutocker, Bi_2O_3.
Wismutglanz, Wismutsulfid, Bi_2S_3.

7. Klasse. Sn.

Zinstein, Zinnoxyd, SnO_2.
Zinkies, Sn mit S, Cu und Fe.

8. Klasse. Cu.

Kupfer, Cu.
Rotkupfererz, $Cu\,O$.
Kupferglanz, $Cu\,S$.
Kupferkies, $\left.\begin{matrix}Cu\\Fe\end{matrix}\right\}S_4$
Buntkupfererz $Cu_3\,Fe\,S_6$.
Kupfervitriol, $Cu\,SO_4 + 5\,H_2\,O$.
Malachit, $Cu_2\left\{\begin{matrix}(H\,O)_2.\\C\,O_3.\end{matrix}\right.$
Kupferlasur, $Cu_3\left\{\begin{matrix}(H\,O)_2.\\(C\,O_3)_2.\end{matrix}\right.$

9. Klasse. Hg.

Quecksilber, Hg.
Zinnober, Quecksilbersulfid, $Hg\,S$.

10. Klasse. Ag.

Silber, Ag.
Silberglanz (Glaserz) $Ag_2\,S$.
Hornsilber, Silberhornerz, $Ag\,Cl$.

11. Klasse. Au.

Gold, Au.

12. Klasse. Zn.

Zinkblende, $Zn\,S$.
Zinkspat, edler Galmei, Zinkcarbonat, $Zn\,C\,O_3$.
Zinksilikat, Kieselgalmei oder Kieselzinkerz $Zn_2\,Si\,O_4 + 2\,H_2\,O$.

13. Klasse. Pb.

Bleiglanz. $Pb\,S$.
Weißbleierz, Bleicarbonat $Pb\,CO_3$.
Vitriolbleierz, Bleisulfat, $Pb\,SO_4$.
Pyromorphit, Grünbleierz, $Pb_3\,(PO_4)_2'''$

14. Klasse. Fe. u. Cr.

Eisen, Fe, als tellurisches und meteroisches.
Magneteisenerz, Eisentetroxyd, $Fe_3\,O_4$.

Roteisenerz, $Fe O_3$.

Brauneisenerz, $Fe H_6 O_9 = \left\{ \begin{array}{l} Fe O_3 \\ Fe (HO)_6 \end{array} \right.$

Schwefelkies, Eisenbisulfid, (Eisenkies, Pyrit, Markasit, Strahlkies), $Fe S_2$.

Magnetkies, $Fe_7 S_8 = \left. \begin{array}{l} Fe_5'' \\ Fe \end{array} \right\} S_8$.

Spateisenstein, Eisenspat, Ferrocarbonat, $Fe CO_3$.

Chromeisenstein, Chromit, $\left. \begin{array}{l} Fe'' \\ Cr^{VI} \end{array} \right\} O_4$.

Rotbleierz, $Pb Cr O_4$.

15. Klasse. Mn.

Pyrolusit, Weichmanganerz, Braunstein, $Mn O_2$.
Hausmannit, Mangantetroxyd, $Mn_3 O_4$.
Braunit, Manganoxyd, $Mn O_3$.
Manganspat, Mangancarbonat, $Mn CO_3$.
Manganglanz, $Mn S$.

16. Klasse. Co. u. Ni.

Kobaltkies, $Co S_3$.
Speiskobalt, $Co As_2$.
Kobaltglanz, $Co As S$.
Kobaltblüthe, $Co''_3 (As O_4)'''_2$.
Nickelkies, Haarkies, $Ni S_2$.
Kupfernickel oder Rotnickelerz, $Ni As$.
Arsennickel oder Weißnickelerz, $Ni As_2$.
Nickelglanz, $Ni As S$.
Nickelblüthe, $Ni''_3 (As O_4)_2$.

Anhang.

Brennbare Mineralien.

Brennbare Mineralien oder **Brenze** sind solche Mineralien, welche aus brennbaren Substanzen bestehend, in der Hitze unter Zutritt von Sauerstoff verbrennen und in Wasser unlöslich sind.

Hieher gehören:

1. **Schwefel.**
2. **Diamant.**
3. **Graphit.**
4. **Anthrazit oder Kohlenblende.**
5. **Stein- und Braunkohle.**
6. **Torf.**
7. **Petroleum,** Erdöl oder Steinöl.
8. **Asphalt.**
9. **Bernstein.**

Charakteristik der Sulfate. Die wichtigsten derselben.

Die meisten Sulfate sind in H_2O löslich; unlöslich sind Ba-, Sr- u. Pb-sulfat. Feuerbeständig sind nur die Sulfate der Metalle K, Na, Ca, Ba, Sr, Mg u. Pb. Beim Glühen mit Kohle werden alle Sulfate zersetzt; diejenigen der genannten Metalle werden in Sulfide, die übrigen in Metalle, Oxyde oder Oxysulfide verwandelt.

In der Natur vorkommende Sulfate sind:

1. **Anhydrit oder Muriacit,** $CaSO_4$.
2. **Gips,** $CaSO_4 + 2H_2O$ (Gipsspat, Marienglas oder Fraueneis, faseriger Gips, körniger Gips oder Alabaster und gewöhnlicher Gips.
3. **Cölestin,** $SrSO_4$.
4. **Schwerspat,** $BaSO_4$.

Weniger wichtig sind:

Glaubersalz, Na_2SO_4.
Bittersalz, $MgSO_4$.
Kupfervitriol, $CuSO_4$.
Eisenvitriol, $FeSO_4 + 7 H_2O$.

Charakteristik der Carbonate. Die wichtigsten derselben.

Alle Carbonate werden durch stärkere Säuren zersetzt, wobei CO_2 unter Aufbrausen entweicht. Die Carbonate der Metalle K, Na sind in H_2O löslich und reagieren stark alkalisch; alle übrigen normalen Carbonate sind unlöslich. — Alle Carbonate mit Ausnahme der des K, Na, Ba u. Sr verlieren in höherer Temperatur CO_2 und hinterlassen ein Metalloxyd.

In der Natur vorkommende Carbonate sind:

1. **Kalkspat oder Calcit,** kryst. $CaCO_3$ (**Marmor,** körnig; dicht od. **gemeiner Kalkstein,** erdige **Kreide**).
2. **Strontianit,** $SrCO_3$.
3. **Witherit,** $BaCO_3$.
4. **Magnesit,** $MgCO_3$.
5. **Dolomit,** $CaCO_3 + MgCO_3$.
6. **Zinkspat** oder **edler Galmei,** $ZnCO_3$.
7. **Weißbleierz,** $PbCO_3$.
8. **Malachit** ($^1/_2$ Carbonat), $Cu_2 \begin{cases} (HO)_2 \\ CO_3. \end{cases}$
9. **Kupferlasur** ($^2/_3$ Carbonat), $Cu_3 \begin{cases} (HO)_2 \\ (CO_3)_2. \end{cases}$
10. **Eisenspat, Spateisenstein** oder **Siderit,** $FeCO_3$.

Charakteristik der Nitrate.

Salpetersäure und die zuvor mit Schwefelsäure versetzten Nitrate erkennt man daran, daß sie mit Kupfer zusammengebracht und erwärmt rote Dämpfe entwickeln. Versetzt man Salpetersäure oder die Lösung eines Nitrats mit einigen Tropfen H_2SO_4 und so viel Indigolösung, daß die Flüssigkeit hellblau gefärbt erscheint und erhitzt, so ver-

schwindet die blaue Farbe und macht einer gelben Platz. Auf Kohle erhitzt, verpuffen die Nitrate.

Einige charakteristische Reaktionsmittel auf nassem und trockenem Wege.

1. Freies **Chlor**, HCl und alle löslichen **Metallchloride** geben mit $AgNO_3$ einen weißen Niederschlag von $AgCl$, der in Salmiakgeist löslich ist. Mit MnO_2 u. H_2SO_4 erhitzt entwickeln sie Chlorgas. Alle Chlorate verpuffen auf Kohle erhitzt und hinterlassen ein Metallchlorid.
2. Erhitzt man ein **Bromid** mit MnO_2 u. H_2SO_4, so entwickeln sich Bromdämpfe.
3. Stärkmehlkleister in die Lösung eines **Jodids** gebracht und einige Tropfen Chlorwasser zugegeben, nimmt ersterer eine charakteristische blaue Farbe an. Mit H_2SO_4 u. MnO_2 erhitzt, entwickeln sich violette Dämpfe von Jod.
4. Erwärmt man ein **Fluorid** mit H_2SO_4, so wird das Glas so weit geätzt, als es mit dem Gemisch in Berührung war.
5. **Metallsulfide** mit HCl behandelt, entwickeln H_2S. H_2SO_4 **und die löslichen Sulfate** geben mit $BaCl_2$ einen weißen, allenthalben unlöslichen Niederschlag von $BaSO_4$.

   Alle S enthaltenden Verbindungen geben mit Na_2CO_3 auf der Kohle geschmolzen eine Masse, welche mit H_2O angefeuchtet, auf Silberblech einen schwarzen Anflug zurückläßt, und die, mit Säure angefeuchtet, H_2S entwickelt.
6. Mit $AgNO_3$ geben **Phosphorsäure** und die **löslichen Phosphate** einen gelben Niederschlag von Ag_3PO_4, der in Ammoniak und HNO_3 löslich ist.
7. Die in Wasser löslichen **Silikate** werden durch Salzsäure unter Ausscheidung gelatinöser Kieselsäure zersetzt. —
8. Kaliumferrocyanid erzeugt in **Ferrosalzen** einen weißen, an der Luft schnell blau werdenden Nieder-

schlag, in **Ferrisalzen** einen tiefblauen Niederschlag von Berlinerblau. Kaliumferricyanid fällt die Ferrosalze blau, die Ferrisalze nicht.

9. Ammoniumsulfid gibt in **Mangansalzen** einen fleischfarbenen, an der Luft braun werdenden Niederschlag. Erhitzt man Mn-verb. mit Na_2CO_3 und KNO_3 auf einem Platinblech, so geben sie eine grüne Masse von Natriummanganat.

10. Ammoniak fällt aus **Chromisalzen** graulich grünes Chromihydroxyd, welches nach längerem Stehen mit einem großen Ueberschuß von Ammoniak mit violetter Farbe sich löst. Eine Bleisalzlösung gibt in Chromaten einen gelben Niederschlag von Bleichromat. Alle Chromverbindungen geben beim Glühen mit einem Gemenge von K_2CO_3 und Nitrat gelbes, lösliches Kaliumchromat.

11. KHO erzeugt in **Co-salzen** einen weißen, in **Ni-salzen** einen apfelgrünen Niederschlag.

12. $(H_4N)_2S$ erzeugt in **Zn salzen** einen weißen, in verdünnter HCl löslichen Niederschlag von ZnS. — V. d. L. auf Kohle mit Soda erhitzt, geben Zinkverbindungen einen gelben, beim Erkalten weiß werdenden Beschlag. — Zinkverb. mit Kobaltauflösung befeuchtet und vor d. L. geglüht, nehmen eine grüne Farbe an.

13. **Thonerdeverbindungen,** ebenso behandelt, werden blau. —

14. **Bittererdeverbindungen,** ebenso behandelt, nehmen eine blaßrote Farbe an.

15. HCl und lösliche Chloride erzeugen in **Bleiauflösungen** einen weißen Niederschlag von $PbCl_2$, der sich in kochendem Wasser löst und beim Erkalten in krystallinischen Blättchen auskrystallisirt. Kaliumchromat gibt in Bleiauflösungen einen schön gelben Niederschlag von Bleichromat. Alle Bleiverbindungen geben beim Behandeln mit Soda auf Kohle in der Löthrohrflamme ein Metallkorn und einen grünlich gelben Beschlag.

16. Ammoniak gibt in Kupferoxydauflösungen einen blauen Niederschlag, welcher sich im Ueberschuß des Fällungsmittels mit schön blauer Farbe auflöst. — Ein blanker Eisenstab überzieht sich in einer Cu-auflösung mit einer schönen roten Kupferschichte. — Alle Cu-verb. geben mit Na_2CO_3 auf Kohle v. d. L. erhitzt metallisches Kupfer.

17. KJ gibt in **Mercurosalzen** einen grüngelben Niederschlag von Mercurojodid, HgJ dagegen in **Mercurisalzen** einen schönen roten Niederschlag von HgJ_2. Ein blanker Cu-streifen bedeckt sich beim Eintauchen in eine Quecksilberlösung mit Hg und erscheint nach gelindem Reiben mit Wolle silberweiß, metallglänzend. Alle Hg-verb. geben, wenn man sie mit trockenem Na_2CO_3 mengt, in einem trockenen Probirglas erhitzt, metallisches Hg, welches sich oberhalb der erhitzten Stelle als graues Sublimat anlegt und durch Reiben mit einem Glasstabe sich zu Kügelchen vereinigen läßt.

18. H_3PO_4 und lösliche Phosphate geben in **Ag-salzen** einen gelben N. von Ag_3PO_4. HCl und lösliche Chloride geben einen weißen in H_3N löslichen N. von AgCl. V. d. L. auf Kohle erhitzt, geben die Ag-verb. ein geschmeidiges glänzendes Metallkorn.

19. Zinnchlorür mit etwas Zinnchlorid gibt in verdünnten **Au-aufl.** einen purpurfarbigen N. $FeSO_4$ reduziert Goldsalze und scheidet metallenes Au als braunes Pulver ab.

20. H_2S gibt in **Stannosalzen** einen braunen, in **Stannisalzen** einen gelben N. der in $(H_4N)_2S$ und kochender HCl löslich ist.

Alle Sn-verb. geben mit Na_2CO_3 auf der Kohle v. d. L. metallisches, an seiner Weiße und Geschmeidigkeit leicht zu erkennendes Sn.

21. H_2S gibt in **Arseniten** sogleich, in den **Arsenaten** erst nach einiger Zeit einen gelben, in $(H_4N)_2S$ löslichen N. — $AgNO_3$ gibt in ersteren einen gelben, in letzteren einen braunen N.

As und As-Sauerstoffverbindungen verbreiten mit Na_2CO_3 auf Kohle erhitzt, einen knoblauchartigen Geruch und geben einen weißen Beschlag von AsO_3.

Arsen-Schwefelverb. mit KCy und Na_2CO_3 in einer Glasröhre erhitzt, geben einen Arsenspiegel.

22. Alle angesäuerten Lösungen von **Sb-verb.** geben mit H_2S einen orangeroten Niederschlag, der in $(H_4N)_2S$ löslich ist und werden durch vieles H_2O zersetzt, indem weiße Niederschläge entstehen, die in Weinsäure löslich sind (zum Unterschiede von Bi). Sb-verb. mit Na_2CO_3 auf der Kohle erhitzt, geben spröde Metallkörner und einen dichten weißen Beschlag, ohne Knoblauchgeruch.

23. Mit Na_2CO_3 v. d. L. auf Kohle erhitzt, geben **Bi-verb.** ein sprödes Metallkorn und einen in der Hitze braunroten, in der Kälte gelb erscheinenden Beschlag.

24. H_4NCl bewirkt in nicht allzuverdünnten Lösungen von **Pt-verb.** einen kryst. orangegelben Niederschlag von Ammonium-Platinchlorid.

Glas- und Flammenfärbungen.

A. **Na-verb.** färben die Flamme intensiv gelb.

Ka-verb. erteilen der Flamme eine violette Färbung.

Borate mit H_2SO_4 und Alkohol gemischt u. letztern angezündet, verbrennt er mit schön grüner Flamme.

Cyan verbrennt mit violetter Farbe.

Flüchtige **Ca-verb.** färben die Flamme gelbrot.

Flüchtige **Ba-verb.** färben die Flamme gelbgrün, dagegen **Sr-verb.** purpurrot.

Cu-verb. mit etwas HCl befeuchtet — färben die Flamme grün.

B. **Eisenverbindungen** färben Boraxglas in der Hitze rot, nach dem Erkalten blaßgrün.

Manganverbindungen färben die Glasflüsse grün, die Färbung bleibt in der inneren und äußeren Flamme dieselbe (Unterschied von Cu).

Kobaltverbindungen geben blaue Gläser.

Nickelverbindungen geben in der Hitze dunkelrote, beim Erkalten blaßgrüne Glasperlen.

Kupferverbindungen erteilen dem Boraxglase in der äußeren Flamme eine blaßgrüne Färbung, in der inneren Flamme eine braunrote.

Ganghofer's Offizin in Ingolstadt a/D

Ruchte, Sebastian,

Allgemeine Einleitung zum Studium der Chemie nebst einer gedrängten Zusammenstellung der wichtigsten chemischen Prozesse mit stöchiometrischen Aufgaben

Ingolstadt 1891